أراء العلماء فى تركيب المادة :

فلاسفة الإغريق "ديموقراطيس" الذرة غير قابلة للتجزئة أو التقسيم.

أرسطو رفض فكرة الذرة و تبنى فكرة أن :

" كل المواد تتكون من أربع مكونات هى الماء و الهواء و التراب و النار "

علل : اعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة (مثل الحديد أو النحاس) إلى مواد نفيسة ؟؟.

ج : لأن أرسطو تبنى فكرة أن جميع المواد تتكون من أربع مكونات هى الماء و الهواء و التراب و النار و بتغير هذه النسب يمكن تحويل المواد الرخيصة الى مواد نفيسة.

بويل رفض مفهوم أرسطو و اعطى أول تعريف للعنصر.

العنصر :

مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة.

دالتون (وضع أول نظرية عن تركيب المادة)

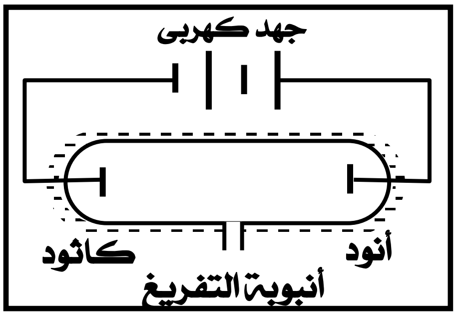
فروض النظرية الذرية لدالتون:-

1. العنصر يتكون من دقائق صغيرة جدا تسمى الذرات.
2. الذرات مصمتة متناهية فى الصغر غير قابلة للتجزئة (التقسيم) .
3. ذرات العنصر الواحد متشابهة فى الكتلة و تختلف الذرات من عنصر إلى آخر.
4. المركب يتكون من اتحاد ذرات العناصر المختلفة بنسب عددية بسيطة .

طومسون (أبو الإلكترون و مكتشف أشعة المهبط)

الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة مطمور بداخلها عدد من الإلكترونات السالبة يكفى لجعل الذرة متعادلة كهربيا.

اكتشاف طومسون لأشعة المهبط (الإلكترونات):ـ (عام1897)



1ـ جميع الغازات فى الظروف العادية عازلة للكهرباء.
2ـ نفرغ الانبوبة من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز منخفض جدا فإن الغاز يصبح موصلا للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.
3ـ نزيد فرق الجهد الى 10 ألاف فولت .

الملاحظة : انطلاق سيل من الأشعة غير المرئية من المهبط تحدث وميضا لجدار إنبوبة التفريغ سميت هذه الأشعة بأشعة المهبط .

الاستنتاج : لابد من تقليل ضغط الغاز و زيادة فرق الجهد الواقع عليه ليصبح موصلا للكهرباء

أشعة المهبط : سيل من الأشعة غير المرئية تنتج من المهبط وتسبب وميضا على الجدار الداخلى إنبوبة التفريغ .

خواص أشعة المهبط:ـ

1ـ تتكون من دقائق مادية صغيرة سالبة الشحنة سميت بعد ذلك بالالكترونات .
2ـ تسير فى خطوط مستقيمة.
3ـ لها تأثير حرارى.
4ـ تتأثر بكل من المجالين الكهربى والمغناطيسى.
5ـ لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يثبت انها تدخل فى جميع المواد .

علل : لا تختلف أشعة المهبط فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز ؟؟.

ج : لأنها تدخل فى تركيب جميع المواد .

علل : الذرة متعادلة كهربيا ؟؟ .

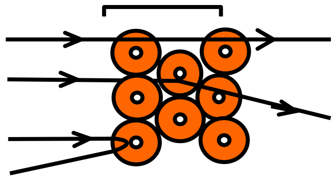
ج : لأن عدد الإلكترونات السالبة يساوى عدد البروتونات الموجبة .

تجربة رذرفورد

أجراها العالمان (جيجر و ماريسدن) بناء على اقتراح رذرفورد

خطوات التجربة:-

(1) سمح لجسيمات ألفا أن تصطدم باللوح المعدنى المبطن بطبقة كبريتيد الخارصين.
(2) تم تحديد مكان وعدد جسيمات ألفا المصطدمة باللوح من الومضات التى تظهر عليه .
(3) تم وضع صفيحة رقيقة جدا من الذهب لتعترض مسار جسيمات ألفا قبل اصطدامها باللوح .



المشاهدة	الاستنتاج
(1) معظم اشعة الفا نفذت كما هى و لذلك ظهر أثرها فى نفس الموضع الاول قبل وضع صفيحة الذهب .	(1) معظم الذرة فراغ و ليست مصمتة كما قال دالتون وطومسون .
(2) ارتدت نسبة قليلة جدا من جسيمات ألفا عكس مسارها ولذلك ظهرت بعض الومضات على الجانب الآخر من اللوح.	(2) يوجد بالذرة جزء كثافته كبيرة ويشغل حيز صغير جدا اطلق علية اسم نواة الذرة .
(3) ظهرت بعض ومضات على جانبى الموضع الأول	(3) شحنة النواة موجبة مثل شحنة جسيمات ألفا لذا تنافرت معها .

علل : تنحرف اشعة ألفا عند تعرضها للمجال الكهربى او المغناطيسى عكس اتجاه انحراف اشعة المهبط ؟؟

ج : لأن أشعة الفا موجبة و اشعة المهبط سالبة

علل : يبطن اللوح المعدنى فى تجربة رذرفورد بمادة كبريتيد الخارصين ؟؟

ج : لأنها تعطى وميض عند مكان اصطدام جسيمات الفا فنحدد مكان و عدد جسيمات الفا.

نظرية رذرفورد : وضع أول نظرية عن تركيب الذرة على أساس تجريبى

الذرة : متناهية الصغر و معقدة التركيب (علل) لأنها تشبه المجموعة الشمسية فهى تتكون من نواة مركزية (مثل الشمس) تدور حولها الإلكترونات (مثل الكواكب).

النواة : أصغر كثيرا من الذرة و توجد مسافات شاسعة بين النواة وبين المدارات الإلكترونية و تتركز فيها معظم كتلة الذرة و شحنتها موجبة .

الإلكترونات:-

- كتلتها ضئيلة جدا اذا قورنت بكتلة النواة .
- الشحنة السالبة لجميع الالكترونات تساوى الشحنة الموجبة على النواه .
- تدور الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة فى مدارات خاصة متأثرة بقوتين متساويتين فى المقدار ومتضادتين فى الإتجاه هما:-
  - ❖ قوة الجذب المتبادلة بين النواة الموجبة و الالكترونات السالبة .
  - ❖ قوة طرد مركزية تنشأ من دوران الإلكترون حول النواة .

عيوب نظرية رذرفورد :

لم توضح النظام الذى تدور فيه الالكترونات حول النواة .

علل : النواة موجبة الشحنة ؟؟.

ج : لأنها تحتوى على بروتونات موجبة و نيترونات متعادلة.

علل : الذرة ليست مصمتة ؟؟.

ج : لوجود مسافات واسعة بين النواة و المدرات الالكترونية .

علل : كتلة الذرة مركزة فى النواة ؟؟.

لأن كتلة الإلكترونات ضئيلة جدا اذا ما قورنت بكتلة النواة .

علل : لا تسقط الالكترونات على النواة رغم قوى الجذب المتبادلة بينهما ؟؟.

ج : لأن قوى الجذب تتعادل مع قوى اخرى مساوية لها فى المقدار و مضادة لها فى الاتجاه و هى قوى الطرد المركزى .

الطيف الذرى(تفسيره ـ طريقة الحصول عليه ـ خصائصه ـ أهميته)

الطيف الذرى " طيف الانبعاث " " الطيف الخطى " :

هو المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى.
أو صفة اساسية و مميزة لأى عنصر.
أو هو عبارة عن ضوء عند فحصه بالمطياف نجده مكونا من عدد صغير محدد من الخطوط الملونة تفصل بينها مسافات معتمة.

الحصول على طيف الانبعاث (الطيف الخطى):

يتم الحصول عليه بتسخين ذرات عنصر نقى وهى فى الحالة البخارية او الغازية إلى درجات حرارة مرتفعة أو تعريضها الى ضغط منخفض فى إنبوبة تفريغ كهربى، ينبعث منها إشعاع يسمى طيف الإنبعاث الخطى.

لاحظ : لم يتمكن علماء الفيزياء من تفسير هذه الظاهرة فى ذلك الوقت .

أهمية دراسة طيف الانبعاث :

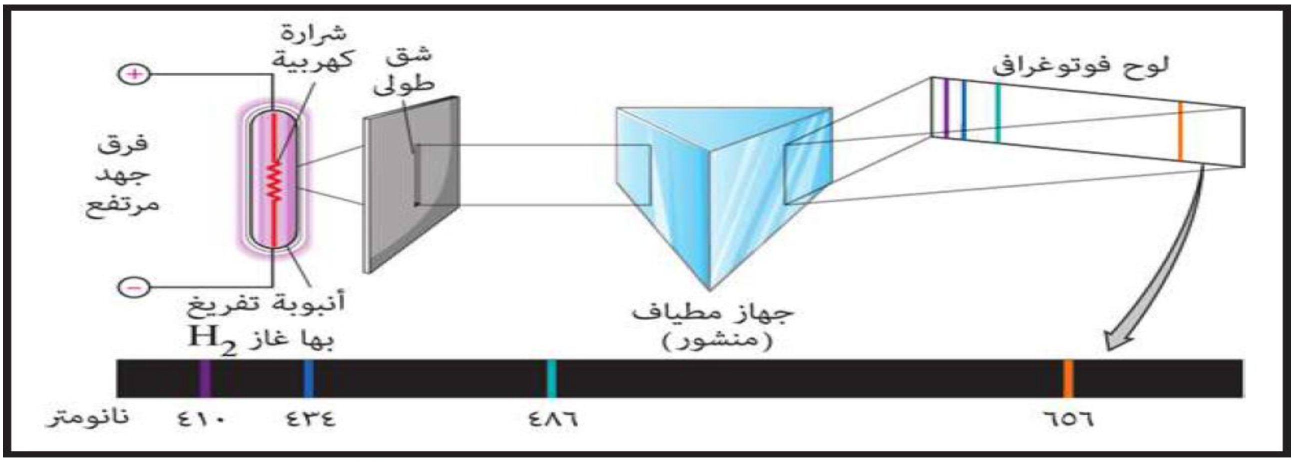
1. المفتاح الذى حل لغز التركيب الذرى.
2. بدراسة طيف الانبعاث الخطى لذرات الهيدروجين تمكن بور من وضع نموذجه الذرى الذى استحق عليه جائزة نوبل.

علل : الطيف الخطى صفة أساسية و مميزة لكل عنصر ؟؟.

ج : لأن لكل عنصر اشعاع من الضوء له طول موجى وتردد خاص مميز ينتج طيف خطى مميز

علل : يسمى الطيف الخطى بهذا الإسم ؟؟.

ج : لأنه عبارة عن ضوء عند فحصه بالمطياف نجده مكونا من عدد صغير محدد من الخطوط الملونة تفصل بينها مسافات معتمة.



الطيف الخطى لذرة الهيدروجين شكل (١ - ٤)

نموذج ذرة بور

فروض النظرية:-

[أ] استخدم بور بعض فروض رذرفورد:-

(1) توجد فى مركز الذرة نواه موجبة الشحنة.

(2) عدد الالكترونات السالبة يساوى عدد الشحنات الموجبة التى تحملها النواة.

(3) أثناء دوران الإلكترون حول النواة تنشأقوة طاردة مركزية تتعادل مع قوة جذب النواة للإلكترون .

[ب] وأضاف بور الفروض التالية:-

(4) تتحرك الإلكترونات حول النواة بسرعة كبيرة دون أن تفقد أو تكتسب طاقة.

(5) تدور الإلكترونات حول النواة فى عدد من مستويات الطاقة المحددة و الثابتة و تعتبر الفراغات بين هذه المستويات منطقة محرمة تماما على دوران الإلكترون .

(6) لكل مستوى طاقة معينة تتوقف على بعده عن النواة و يعبر عنها بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسى (n).

ملاحظة : كل ما تبعد عن النواة طاقة المستوى بتزيد .

(7) فى الحالة المستقرة يبقى الإلكترون فى أقل مستويات الطاقة المتاحة حتى :

☒ إذا اكتسب الإلكترون قدرا معينا من الطاقة ((يسمى كوانتم أو كم)) بواسطة التسخين أو التفريغ الكهربى تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون مؤقتا إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب.

☒ الإلكترون فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر و لكى يعود إلى مستواه الأصلى, لابد ان يفقد نفس الكم الذى اكتسبه على هيئة طيف خطى مميز.

(8) تمتص كثير من الذرات كمات مختلفة من الطاقة فى نفس الوقت الذى تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة ولذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات خلالها (تفسير خطوط طيف ذرة الهيدروجين)

ملاحظات :-

الكم "الكوانتم" هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل إلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر .

بالله عليك ركز معايا فى الكلام اللى جاى علشان مهم جدا :

- تزداد طاقة المستويات كلما ابتعدنا عن النواة .
- الفرق فى الطاقة بين المستويات غير متساوى و لكنه يقل كلما ابتعدنا عن النواة .
- الكم اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة المختلفة ليس متساويا .
- الالكترون لا يستقر ابدا فى اى مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هى اماكن مستويات الطاقة .
- الكم عدد صحيح و لا يساوى صفرا اوكسرا وهو لا يجمع و لا يتجزء

الذرة المثارة : هى ذرة اكتسبت كما من الطاقة يكفى لنقل الإلكترون مؤقتا من مستوى طاقة أقل الى مستوى طاقة أعلى .

علل : الكم اللازم لنقل الإلكترون بين مستويات الطاقة غير متساوى ويقل كلما ابتعدنا عن النواة ؟؟.

ج : لأن الفرق فى الطاقة بين المستويات غير متساوى و يقل كلما ابتعدنا عن النواة .

علل : يستحيل عمليا تحديد مكان وسرعة الإلكترون معا بدقة فى وقت واحد ؟؟.

ج : لأن الجهاز المستخدم سوف يغير من مكانه أو سرعته مما يشكك فى دقة النتائج .

مزايا نموذج بور

1. فسر الطيف الخطى لذرة الهيدروجين تفسيرا صحيحا (4 خطوط ملونة) .
2. أول من ادخل فكرة الكم فى تحديد طاقة الالكترونات فى مستويات الطاقة .

عيوب نموذج بور:-

(1) فشل فى تفسير طيف لأى عنصر آخر غير الهيدروجين .
(2) اعتبر الإلكترون جسيم مادى سالب اهمل خواصه الموجية.
(3) افترض أنه يمكن تعيين مكان وسرعة الإلكترون معا فى نفس الوقت وبدقة وهذا يستحيل عمليا .
(4) بينت معادلات نظرية "بور" أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك فى مدار دائرى أى أن الذرة مسطحة ، وقد ثبت أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة .

النظرية الذرية الحديثة :

فروض النظرية الذرية الحديثة

(1) الطبيعة المزدوجة للإلكترون.
(2) مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) .
(3) النظرية الميكانيكية الموجية (شرودنجر).

الطبيعة المزدوجة للإلكترون : تعنى أن الإلكترون جسيم مادى له خواص موجية .

مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج) : توصل اليه هايزنبرج باستخدام ميكانيكا الكم :

"تحديد مكان وسرعة الإلكترون معا فى وقت واحد يستحيل عمليا وإنما التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب".

النظرية الميكانيكة الموجية للذرة (شرودنجر) :-

تمكن شرودنجر من وضع المعادلة الموجية بالإستعانة بأفكار :

" بلانك " و " اينشتين " و " دى براولى " و "هايزنبرج "

من وضع المعادلة الموجية هى المعادلة المناسبة التى تصف الحركة الموجية للإلكترون و تحدد أشكالها و طاقتها.

نتائج حل المعادلة الموجية لشرودنجر :

(1) إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها و تحديد مناطق الفراغ حول النواة التى يزيد فيها احتمال تواجد الإلكترونات فى مستويات الطاقة.
(2) الحصول على اربعة اعداد سميت اعداد الكم.

السحابة الالكترونية : منطقة من الفراغ النحيط بالنواة التى يحتمل وجود الإلكترون فيها فى كل الإتجاهات و الأبعاد .

الاوربيتال : مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد احتمال تواجد الإلكترون فيها .

المدار بمفهوم " (بور)	الأوربيتا ل
- هو مسار دائرى و همى ثابت يدرو فيه الإلكترون حول النواة . - المناطق بين المدارات منطقة محرمة على الألكترونات	مناطق داخل السحابة الإلكترونية يزداد فيها احتمال تواجد الإلكترون .

أعداد الكم الأربعة

هى أعداد تحدد الأوربيتالات وطاقتها و اشكالها و اتجاهتها فى الفراغ بالنسبة لمحاور الذرة .

وتشمل أربعة أعداد هى:-

(1) عدد الكم الرئيسى (n) : يصف بعد الالكترون عن النواة .
(2) عدد الكم الثانوى (ℓ) : يصف اشكال السحابة الالكترونية للمستويات الفرعية.
(3) عدد الكم المغناطيسى (m) : يصف شكل و رقم المدار الذى يوجد به الالكترون.
(4) عدد الكم المغزلى (ms) : يصف الدوران المغزلى للإلكترون .

عدد الكم الرئيسى (n) :

أول من استخدمه بور فى تفسير طيف ذرة الهيدروجين

هو عدد يحدد رتبة مستويات الطاقة الرئيسية و عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى طاقة رئيسى .

عدد الألكترونات التى يتشبع بها كل مستوى = ضعف مربع رقم المستوى وهو $2n^2$

ملاحظات هامة :

1. عدد صحيح ويأخذ القيم (1، 2، 3، 4، ......) و لا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة.
2. عدد مستويات الطاقة فى أثقل الذرات المعروفة وهى فى الحالة المستقرة سبع مستويات وهى

K	L	M	N	O	P	Q
1	2	3	4	5	6	7

المستوى الأساسى	الرقم (n)	عدد الإلكترونات التى يتشبع بها ($2n^2$)
K	1	$2 \times 2^1 = 2$
L	2	$2 \times 2^2 = 8$
M	3	$2 \times 2^3 = 18$
N	4	$2 \times 2^4 = 32$

علل : لا تنطبق العلاقة $2n^2$ على المستويات الأعلى من الرابع ؟!.

ج : لأن عدد الإلكترونات إذا زاد عن 32 إلكترون باى مستوى تصبح الذرة غير مستقرة .

علل : الكم دائما عدد صحيح ؟!.

ج : لأنه يعبر عن رتبة كل مستوى و عدد الإلكترونات التى يتشبع بها كل مستوى.

عدد الكم الثانوى ℓ : هو عدد يحدد عدد المستويات الفرعية (تحت المستوى) فى كل مستوى طاقة رئيسى

لاحظ: توصل العالم سمرفيلد الى عدد الكم الثانوى بإستخدام مطياف له قدره كبيرة على التحليل فتبين ان الخط الطيفى الواحد يتكون من عدة خطوط طيفية دقيقة تسمى (تحت مستويات) او مستويات فرعية .

ملاحظات خطيرة :

1. المستويات الفرعية تأخذ الرموز (f, d, p, s).

2. المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسى **مختلفة فى الشكل و متقاربة فى الطاقة** حيث نجد أن (f > d > p > s) .

3. كل مستوى طاقة رئيسى يتكون من عدد من المستويات الفرعية يساوى رقمه .

عدد المستويات الفرعية	الرقم (n)	المستوى الأساسى
1s	1	K
2s, 2p	2	L
3s, 3p, 3d	3	M
4s, 4p, 4d, 4f	4	N

4. تختلف طاقة المستويات الفرعية و احجامها تبعا لبعدها عن النواة :

(4s > 3s > 2s > 1s)

5. عدد الكم الثانوى للمستويات الفرعية يحفظ :

المستوى	S	P	d	f
عدد الكم الثانوى	0	1	2	3

6. لا يزيد عدد المستويات الفرعية عن 4 مستويات فى أى مستوى طاقة رئيسى .

7. عدد الكم الثانوى لأى مستوى رئيسى يحسب من العلاقة (0: n – 1) وتطبق على المستويات من الأول الى الرابع .

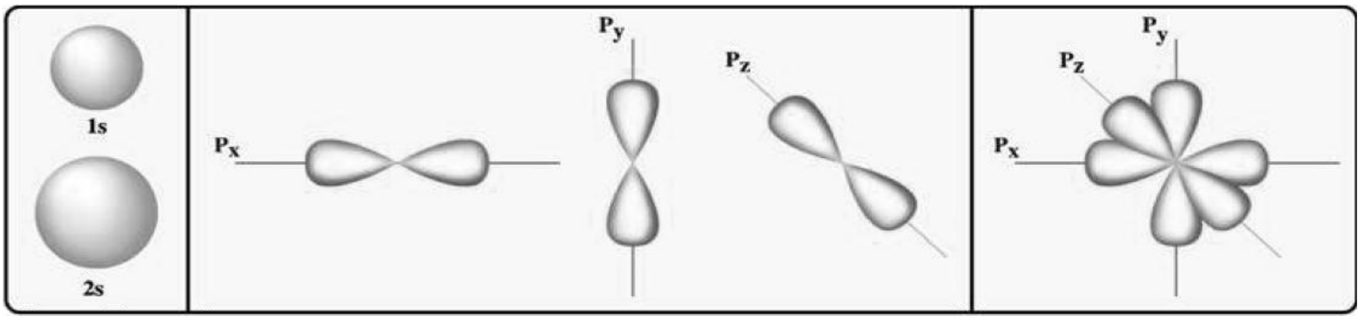
عدد الكم المغناطيسى m : هو عدد فردى يحدد عدد الأوربيتالات فى كل مستوى فرعى و اشكالها و اتجاهاتها الفراغية.

ملاحظات خطيرة :

- عدد الأوربيتالات فى اى مستوى رئيسى يتعين من العلاقة n^2
- عدد الأوربيتالات فى اى مستوى طاقة فرعى يتعين من العلاقة $(2\ell + 1)$
- عدد الكم المغناطيسى لأى الكترون فى المستويات الفرعية يحدد من العلاقة $+\ell : -\ell$
- لا يتسع أى أوربيتال فى أى مستوى فرعى لأكثر من 2 إلكترون.

المستوى الفرعى	s	p	d	f
عدد الأوربيتالات	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14

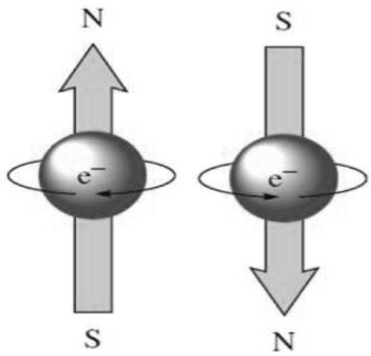
- أوربيتالات المستوى الفرعى الواحد **متساوية فى الطاقة و متشابهة فى الشكل**.
- المستوى الفرعى [s] يتكون من أوربيتال واحد كروى متماثل حول النواة.
- المستوى الفرعى [p] يتكون ثلاثة أوربيتالات متعامدة [p_x, p_y, p_z].و كل أوربيتال منها على شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس فى نقطة تنعدم فيها الكثافة الإلكترونية.



(n)	(ℓ)	(m_ℓ)
1	0	0
2	0	0
	1	-1,0,+1
3	0	0
	1	-1,0,+1
	2	-2,-1,0+1,+2
4	0	0
	1	-1,0,+1
	2	-2,-1,0,+1,+2
	3	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3

الجدول المقابل يوضح العلاقة بين عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى المحتملة لذرة ما عندما n =1-4

عدد الكم المغزلى ms : عدد يحدد نوعية حركة الإلكترون المغزلية فى الأوربيتال فى اتجاه عقارب الساعة (↑) ½+ او عكسها (↓) ½- .



ملحوظة قلبوظة !!!!!!

- الحركة المغزلية للإلكترون المفرد تمثل بسهم اتجاهه لأعلى اى مع اتجاه عقارب الساعة لأن ذلك يجعل الذرة أكثر استقرار.
- فى حالة وجود 2 إلكترون فى الاوربيتال يعبر عن ذلك بالشكل (↑↓) و يقال ان الالكترونين فى حالة إزدواج .

علل : لا يتنافر إلكترونى الأوربيتال الواحد رغم اهما يحملان نفس الشحنة ؟؟.

ج : لأن لكل إلكترون حركة مغزلية حول محوره ينشأ عنها مجال مغناطيسى عكس اتجاه المجال المغناطيسى للإلكترون الاخر فيقل التنافر بين الإلكترونيين .

ما هى العلاقة بين رقم المستوى الأساسى و المستويات الفرعية و عدد الأوربيتالات ؟؟.

المستوى الرئيسى	رقم المستوى (n)	عدد المستويات الفرعية n	عدد الأوربيتالات n^2	عدد الإلكترونات $2n^2$
K	1	1s	1	2
L	2	2s, 2p	4	8
M	3	3s, 3p, 3d	9	18
N	4	4s, 4p, 4d, 4f	16	32

علل : يتشبع المستوى الفرعى p بستة الكترونات بينما يتشبع المستوى الفرعى d بعشرة الكترونات ؟؟.

ج : لأن المستوى الفرعى p يتكون من 3 أوربيتالات و المستوى الفرعى d يتكون من 5 أوربيتالات و كل أوربيتال يتشبع بـ 2 الكترون ز

علل : مستوى الطاقة الثالث M يتشبع بـ 18 الكترون ؟؟.

ج : لأنه يتكون من 9 أوربيتالات و كل اوربيتال يتشبع بـ 2 الكترون .

علل : لا يوجد مستوى طاقة فرعى 1P ؟؟.

ج : لأن مستوى الطاقة الرئيسى الأول يتكون من مستوى فرعى واحد و هو 1S

قواعد توزيع الإلكترونات فى مستويات الطاقة

مبدء البناء التصاعدى لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولا ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى.

$$\text{طاقة اى مستوى فرعى} = n + \ell$$

أغنية كيميائية توضح طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية بالإلكترونات

إس / إس / بس / بس / دبس / دبس / فدبس / فدب

1. اول S بيظهر فى التوزيع 1s
2. أول P بيظهر فى التوزيع 2p
3. أول d بيظهر فى التوزيع 3d
4. أول f بيظهر فى التوزيع 4f

أمثلة على توزيع الإلكترونات فى المستويات المختلفة:

العنصر	توزيع الإلكترونات فى المستويات الفرعية مبدأ البناء التصاعدى	توزيع الإلكترونات فى المستويات الرئيسية				
		K	L	M	N	O
$_1H$	$1s^1$	1				
$_3Li$	$1s^2 - 2s^1$	2	1			
$_7N$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^3$	2	5			
$_{11}Na$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^1$	2	8	1		
$_{19}K$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1$	2	8	8	1	
$_{20}Ca$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2$	2	8	8	2	
$_{21}Sc$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^1$	2	8	9	2	
$_{26}Fe$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^2 - 3d^6$	2	8	14	2	

مطبات كيميائية

اذا انتهى التوزيع الإلكترونى للعنصر بالمستوى الفرعى d وكان يحتوى على (4) او (9) إلكترون.

فلابد من انتقال إلكترون من المستوى الفرعى 4s الى المستوى الفرعى 3d ليصبح المستوى الفرعى d مكتمل أو نصف مكتمل مما يجعل الذرة أكثر استقرار.

$_{24}Cr$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1 - 3d^5$
$_{29}Cu$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^6 - 3s^2 - 3p^6 - 4s^1 - 3d^{10}$

علل : التوزيع الإلكترونى للنحاس $_{29}Cu$ ينتهى بـ $4s^1$, $3d^{10}$ وليس $4s^2$,$3d^9$ ؟؟.

ج : نتيجة انتقال واحد الكترون من المستوى الفرعى 4s الى المستوى الفرعى 3d فيصبح الـ 3d مكتمل و تكون الذرة أكثر استقرارا .

علل : يملأ المستوى الفرعى 4s بالإلكترونات قبل المستوى 3d ؟؟.

ج : لأن المستوى الفرعى 4s أقل فى الطاقة من المستوى الفرعى 3d

قاعدة هوند لا يحدث ازدواج بين الكترونين فى مستوى فرعى معين الا بعد ان تشغل اوربيتالاته فرادى اولا لأن ذلك افضل لها من حيث الطاقة .

أمثلة على التوزيع الإلكترونى بقاعدة هوند و مبدأ البناء التصاعدى						
مبدأ البناء التصاعدى			$2p^5$	$2s^2$	$1s^2$	$_9F$
قاعدة هوند	$2p_z^1$	$2p_y^2$	$2p_x^2$	$2s^2$	$1s^2$	$_9F$
مبدأ البناء التصاعدى			$2p^4$	$2s^2$	$1s^2$	$_8O$
قاعدة هوند	$2p_z^1$	$2p_y^1$	$2p_x^2$	$2s^2$	$1s^2$	$_8O$
مبدأ البناء التصاعدى			$2p^4$	$2s^2$	$1s^2$	$_7N$
قاعدة هوند	$2p_z^1$	$2p_y^1$	$2p_x^1$	$2s^2$	$1s^2$	$_7N$

تذكران :

العدد الذرى : هو عدد البروتونات الموجبة فى النواة .

ملحوظة : العدد الذرى للذرة يساوى العدد الذرى للأيون اى ان العدد الذرى للصوديوم و ايون الصوديوم الموجب يساوى 11 .

علل : تفضل الإلكترونات ان تشغل الأوربيتالات فرادى اولا قبل أن تزدوج ؟؟.

ج : لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة ، لأن التنافر بين الإلكترونات فى حالة الإذواج يقلل من استقرار الذرة .

علل : يفضل الإلكترون ان يزدوج مع الكترون أخر فى نفس المستوى الفرعى عن الإنتقال الى اوربيتال مستقل فى المستوى الأعلى ؟؟.

ج : لأن ذلك أفضل لها من حيث الطاقة لأن الطاقة الناتجة عن التنافر اقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون الى المستوى التالى الأعلى فى الطاقة .

علل : غزل الإلكترونات المفردة فى اتجاه واحد ؟؟.

ج : لأن هذا الوضع يعطى اكثر استقرار للذرة .

مبدء باولى للإستبعاد :- لا يتفق الكترونين فى ذرة واحدة فى نفس اعداد الكم الأربعة

ملاحظات خطيرة جدا :

1. عدد الكم الرئيسى لأى الكترون فى المستويات الفرعية يساوى الرقم الذى يكتب امامه
2. عدد الكم الثانوى ℓ لأى الكترون فى المستويات الفرعية يساوى :

s	p	d	F
0	1	2	3

1. عدد الكم المغناطيسى لأى الكترون فى المستويات الفرعية يساوى ℓ + , ℓ-
2. عدد الكم المغزلى لأى الكترون فى المستويات الفرعية يساوى +1/2 أو -1/2
3. اذا تفق الكترونين فى عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى فإنهما لابد ان يختلفان فى عدد الكم الغزلى .

مثال :الكترونى المستوى الفرعى $3s^{2}$

اعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	3	0	0	+1/2
الإلكترون الثانى	3	0	0	-1/2

مثال :الكترونات المستوى الفرعى $2p^{6}$

اعداد الكم الأربعة	n	ℓ	m_ℓ	m_s
الإلكترون الأول	2	1	-1	+1/2
الإلكترون الثانى	2	1	0	-1/2
الإلكترون الثالث	2	1	+1	+1/2
الإلكترون الرابع	2	1	-1	-1/2
الإلكترون الخامس	2	1	0	+1/2
الإلكترون السادس	2	1	+1	-1/2

س : حدد عدد الكم الرئيسى و الثانوى و المغناطيسى و المغزلى للإلكترونات التى تقع فى المستويات الفرعية الأتية : 3p , 5d , 4f , 2s

الحل :

عدد الكم	الرئيسى	الثانوى	المغناطيسى	المغزلى
2s	2	0	0	+1/2 أو -1/2
4f	4	3	يأخذ احد القيم من -3 : +3	+1/2 أو -1/2
5d	5	2	يأخذ احد القيم من -2 : +2	+1/2 أو -1/2
3p	3	1	يأخذ احد القيم من -1 : +1	+1/2 أو -1/2

س : حدد القيم الممكنه لعدد الكم الثانوى و المغناطيسى للإلكترون الذى عدد كمه الأساسى (n = 2) ؟؟.

(n)	(ℓ)	(m_ℓ)
2	0	0
	1	-1,0,+1

س : حدد احتمالات اعداد الكم الأربعة للإلكترون الأخير فى ذرات العناصر الأتية :

$_{5}B$, $_{8}O$, $_{11}Na$

الحل :لابد من كتابة التوزيع الإلكترونى بقاعدة هوند لكل عنصر :

$_{5}B$ $1s^2$, $2s^2$, $2p_x^1$, $2p_y^0$, $2p_z^0$

اخر الكترون فى الذرة يقع فى $2p_x^1$ وبذلك فإن :

عدد الكم الرئيسى = 2 عدد الكم المغناطيسى = -1

عدد الكم الثانوى = 1 عدد الكم المغزلى = + ½

$_{8}O$ $1s^2$, $2s^2$, $2p_x^2$, $2p_y^1$, $2p_z^1$

اخر الكترون فى الذرة يقع فى $2p_x^2$ وبذلك فإن :

عدد الكم الرئيسى = 2 عدد الكم المغناطيسى : 1 -

عدد الكم الثانوى = 1 عدد الكم المغزلى = - ½

$_{11}Na$ $1s^2$, $2s^2$, $2p_x^2$, $2p_y^2$, $2p_z^2$, $3s^1$

اخر الكترون فى الذرة يقع فى $3s^1$ وبذلك فإن :

عدد الكم الرئيسى = 3 عدد الكم المغناطيسى = 0

عدد الكم الثانوى = 0 عدد الكم المغزلى = + ½

س : حدد القيم الممكنه لعدد الكم الثانوى للإلكترون الذى عدد كمه الأساسى (n = 4)

$n = 4$
$\ell = 0 , 1 , 2 , 3$

س : حدد القيم الممكنه لعدد الكم الثانوى للإلكترون الذى عدد كمه الأساسى (n = 5)

$n = 5$
$\ell = 0 , 1 , 2 , 3$

س : العدد الذرى للفلور = 9 , أكتب التوزيع الإلكترونى لكل من (F^+ , F , F^-) فى الحالة المستقرة و ما هى التركيبات الإلكترونية فى الغلاف الخارجى (غلاف التكافؤ)

الحل :التركيب الإلكترونى فى حالة الإستقرار:

$_{9}F$ $1S^2, 2S^2, 2P^5$,
$9F^+$ $1S^2, 2S^2, 2P^4$
$9F^-$ $1S^2, 2S^2, 2P^6$

التركيب الإلكترونى فى الغلاف الخارجى هو :

$_{9}F$ $2S^2, 2P^5$
$9F^+$ $2S^2, 2P^4$
$9F^-$ $2S^2, 2P^6$

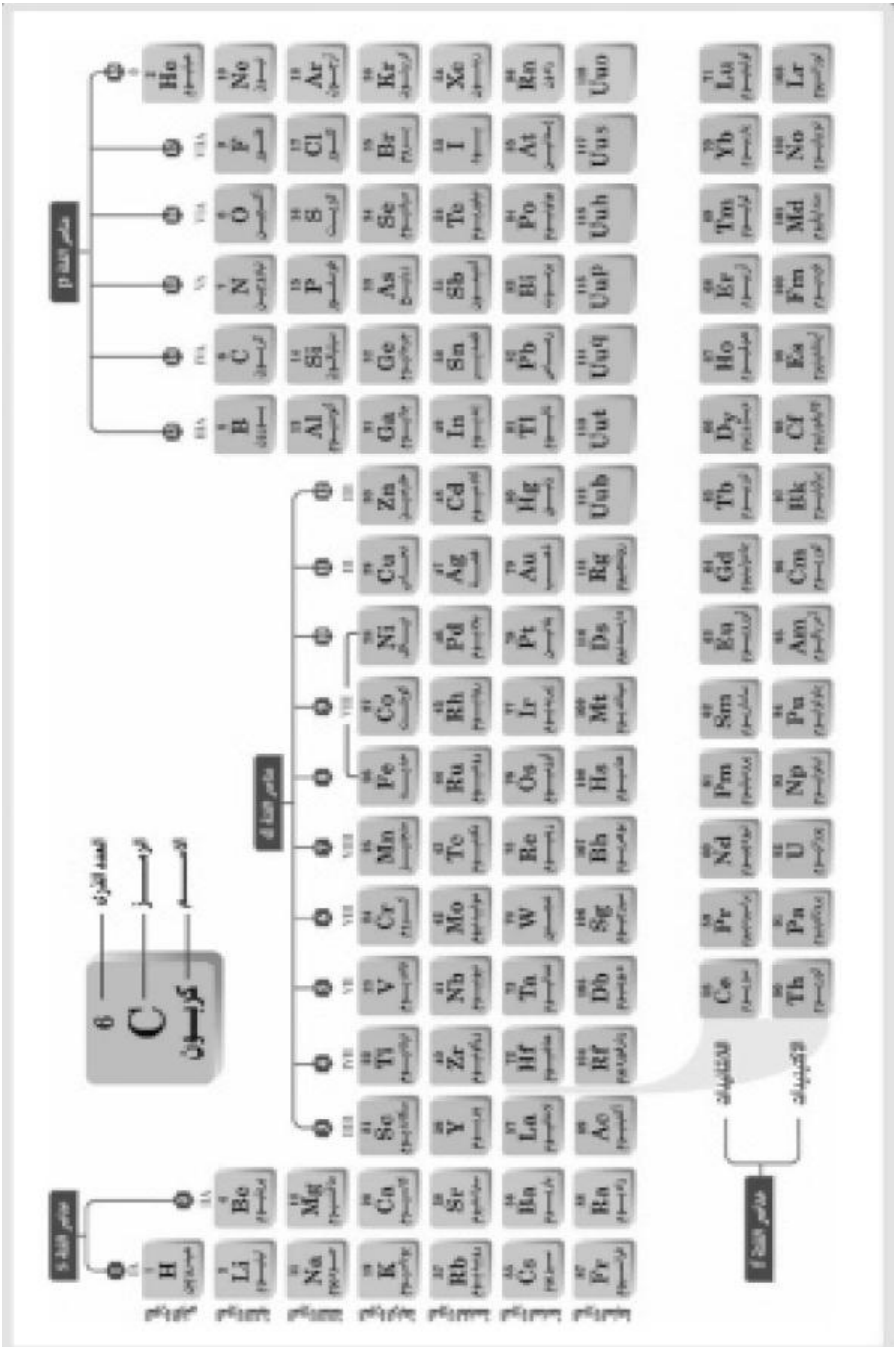
كتابة التوزيع الإلكترونى مختصرا بدلالة الغاز الخامل كالأتى :

$_{2}He$: 2s	$_{10}Ne$: 3s	$_{18}Ar$: 4s	$_{36}Kr$: 5s	$_{54}Xe$: 6s	$_{86}Rn$: 7s

التوزيع بالغاز الخامل	التوزيع بمبدأ البناء التصاعدى	
التوزيع الإلكتروني	التوزيع الإلكتروني	العنصر
($_{10}Ne$) $3S^2$ $3P^5$	$1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^5$	الكلور $_{17}Cl$
($_{18}Ar$) $4S^2$	$1S^2$ $2S^2$ $2P^6$ $3S^2$ $3P^6$ $4S^2$	الكالسيوم $_{20}Ca$

خد بالك من الكلام الجاى : "مش هيتفهم الا فى الحصة"

1. الـ p زى الـ s
2. الـ d بيقل 1 عن الـ s
3. الـ f بيقل 2 عن الـ s



الجدول الدورى الحديث

الباب الثانى : تصنيف العناصر فى الجدول الدورى الحديث :

الجدول الدورى الحديث :

هو جدول رتبت فيه العناصر تصاعديا حسب الزيادة فى أعدادها الذرية.

- ✓ الأساس الذى بنى عليه : مبدأ البناء التصاعدى.
- ✓ مكوناته : 7 دورات أفقية و 18 صف رأسى (16 مجموعة رأسية) .
- ✓ يحتوى على 4 أنواع من العناصر (خاملة، ممثلة ، إنتقالية رئيسية ، إنتقالية داخلية)
- ✓ ينقسم إلى اربع فئات هى (s , p , d , f) .
- ✓ المستويات الفرعية هى المستويات الحقيقية للطاقة.

الدورة الأفقية :

هى مجموعة من العناصر مختلفة الخواص مرتبة تصاعديا حسب الزيادة فى أعداها الذرية من اليسار الى اليمين.

مميزاتها :

1. لها نفس عدد مستويات الطاقة.
2. يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار واحد الكترون.
3. كل دورة تبدأ بعنصر فلز من الفئة S و تنتهى بغاز خامل.

المجموعة الرأسية :

هى مجموعة من العناصر متشابهة الخواص مرتبة تصاعديا من أعلى الى أسفل حسب الزيادة فى أعداها الذرية.

مميزاتها :

1. لها نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير.
2. يزيد كل عنصر عن الذى يسبقه بمقدار مستوى طاقة مكتمل.
3. تختلف فى عدد الكم الرئيسى .

س : علل : عناصر المجموعة الواحدة متشابهة فى الخواص ؟؟.

ج : لإنها تحتوى على نفس عدد الإلكترونات فى مستوى الطاقة الأخير .

خد بالك من اللى جاى علشان عليه أسئلة كتييييييييييير:

الدورة الأولى : (نوعين من العناصر)

تضم **عنصرين** لأنها يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى S الذى يتكون من اوربيتال واحد وكل أوربتال يتشبع بـ 2 إلكترون .

الدورة الثانية و الثالثة : (نوعين من العناصر)

كل منهما تضم **8 عناصر** لأنها يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى S به (أوربيتال واحد) و المستوى الفرعى P به (3 أوربيتالات) وكل أوربيتال يتشبع بـ 2 الكترون .

الدورة الرابعة والخامسة : (3 أنواع من العناصر)

كل منهما تضم **18عنصر** لأنها يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى S به (أوربيتال واحد) و المستوى الفرعى P به(3 أوربيتالات) و المستوى الفرعى d به (5 أوربيتالات) وكل أوربيتال يتشبع بـ 2 الكترون.

الدورة السادسة : - 4 انواع من العناصر-

تضم **32 عنصر** لأنها يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى S به (أوربيتال واحد) و المستوى الفرعى P به (3 أوربيتالات) و المستوى الفرعى d به (5 أوربيتالات) و المستوى الفرعى f به (7 أوربيتالات) وكل أوربيتال يتشبع بـ 2 الكترون .

- **الدورة السابعة** : تضم **26عنصر** لأنها لم تكتمل بعد .

س : علل : الدورة الأولى تضم عنصرين بينما الدورة الثانية تضم 8 عناصر ؟؟.

ج : ____

____

____

س : علل : الدورة الرابعة تضم 18 عنصر و الدورة السادسة تضم 32 عنصر ؟؟.

ج : ____

____

____

س خطير عنصر توزيعه الإلكترونى هو $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^5$ فإن التركيب الإلكترونى للعنصر الذى يليه نفس الدورة هو .... بينما التوزيع الإلكترونى للعنصر الذى يليه فى نفس المجموعة هو ....

الحل :

- التركيب الإلكترونى للعنصر الذى يليه فى نفس الدورة نحصل عليه من زيادة عدد الإلكترونات فى اخر مستوى فرعى (واحد) الكترون فيكون $[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^6$
- التركيب الإلكترونى للعنصر الذى يليه فى نفس المجموعة نحصل عليه كتابه العنصر الخامل الذى يلى العنصر الخامل الموجود فى التوزيع ثم كتابه باقى التوزيع كما هو مع زيادة الأرقام الموجودة امام كل مستوى فرعى واحد فيكون $[_{36}Kr]\ 5s^2, 4d^5$

تقسيم الجدول إلى أربع فئات (مناطق) :

عناصر الفئة S

هى مجموعة من العناصر التى تقع الكتروناتها لخارجية فى المستوى الفرعى s وتقع فى يسار الجدول الدورى وتضم مجموعتين (1A) , (2A)

عناصر الفئة P

هى مجموعة من العناصر التى تقع الكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى P وتقع فى يمين الجدول الدورى وتضم 6 مجموعات هى :

3A , 4A , 5A , 6A , 7A , 0 .

عناصر الفئة d

هى مجموعة من العناصر التى تقع الكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى d وتقع فى وسط الجدول الدورى وتضم 10 مجموعات هى :

3B , 4B , 5B , 6B , 7B , 8 , 8 , 8 , 1B , 2B

الفئة d تنقسم الى ثلاث سلاسل هى :

السلسلة الانتقالية الأولى	السلسلة الانتقالية الثانية	السلسلة الانتقالية الثالثة
مجموعة من العناصر يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى 3d	مجموعة من العناصر يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى 4d	مجموعة من العناصر يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى 5d
تقع فى الدورة الرابعة	تقع فى الدورة الخامسة	تقع فى الدورة السادسة
تشمل العناصرمن السكانديوم (Sc) حتى الخارصين (Zn)	تشمل العناصر من اليوتريوم (Y) حتى الكادميوم (Cd)	تشمل العناصر من اللنثانيوم (La) حتى الزئبق (Hg)

عناصر الفئة F

هى مجموعة من العناصر التى تقع الكتروناتها الخارجية فى المستوى الفرعى F و تم فصلها أسفل الجدول الدورى حتى لا يكون الجدول الدورى طويل

الفئة f تنقسم الى سلسلتين هما :

اللانثانيدات	الأكتينيدات
مجموعة من العناصر يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى (4f) بالإلكترونات.	مجموعة من العناصر يتم فيها امتلاء المستوى الفرعى (5f) بالإلكترونات.
مستوى التكافؤ الخارجى لجميع عناصرها ينتهى بـ ($6s^2$) لذلك فهى شديدة التشابه و يصعب فصلها عن بعضها و لذلك تسمى بالعناصر الأرضية النادرة	مستوى التكافؤ الخارجى لجميع عناصرها ينتهى بـ ($7s^2$) و أنويتها غير مستقرة لذلك تسمى بالعناصر المشعة.
تقع فى الدورة السادسة	تقع فى الدورة السابعة
تضم 14 عنصر	تضم 14 عنصر

س : علل : تسمى اللانثانيدات بالعناصر الأرضية النادرة ؟؟.

ج : لأن مستوى التكافؤ الخارجى مستوى التكافؤ الخارجى لجميع عناصرها ينتهى بـ ($6s^2$) لذلك فهى شديدة التشابه و يصعب فصلها عن بعضها و لذلك تسمى بالعناصر الأرضية النادرة

س : علل : تسمى الأكتينيدات بالعناصر المشعة ؟؟.

ج : لأن أنويتها غير مستقرة .

تقسيم العناصر فى الجدول إلى أربعة أنواع من العناصر

هى :-

[1] العناصر النبيلة.

[2] العناصر المثالية.

[3] العناصر الانتقالية الرئيسية.

[4] العناصر الانتقالية الداخلية.

1ـ العناصر الخاملة أو النبيلة

- هى عناصر المجموعة الصفرية (18) .
- تتميز بإستقرار نظامها الإلكترونى لأن جميع مستوياتها ممتلئة بالإلكترونات ولذلك لا تدخل فى التفاعل الكيميائى فى الظروف العادية وتكون مركبات بصعوبة .
- تركيبها الإلكترونى ينتهى بـ nP^6 ما عدا الهيليوم ينتهى بـ $1S^2$.

2ـ العناصر الممثلة

- هى عناصر الفئتين S , P ما عدا العناصر الخاملة.
- جميع مستويات الطاقة ممتلئة بالإلكترونات ما عدا أخر مستوى طاقة رئيسى.
- تميل الى الوصول الى التركيب الإلكترونى لأقرب غاز خامل وذلك بفقد أو إكتساب أو المشاركة بالإلكترونات .

3 ـ العناصر الإنتقالية الرئيسية

- هى عناصر الفئة d وجميع مستويات الطاقة ممتلئة بالإلكترونات ما عدا أخر مستويين
- تنقسم الى 3 سلاسل وتقع فى 3 دورات متتالية .

4 ـ العناصر الإنتقالية الداخلية

- هى عناصر الفئة f وجميع مستويات الطاقة ممتلئة بالإلكترونات ما عدا أخر 3 مستويات.
- تنقسم الى سلسلتين وتقع فى دورتين متتاليتين .

تحديد رقم الدورة و رقم المجموعة من التوزيع الإلكترونى :

رقم الدورة : أكبر عدد كم رئيسى (أخر رقم امام المستوى الفرعى S فى التوزيع)

رقم المجموعة: يحدد من أخر مستوى فرعى تم امتلائه بالألكترونات فمثلا:

1 - اذا كان اخر مستوى فرعى هو S : S^1 (1A) , S^2 (2A)

2 - اذا كان اخر مستوى فرعى هو P :

نجمع الكترونات المستوى الفرعى (P) + 2 فاذا كان المجموع :

3	4	5	6	7	8
3A☐	4A☐	5A☐	6A☐	7A☐	الصفرية☐

3 - اذا كان اخر مستوى فرعى هو d :

نجمع الكترونات المستوى الفرعى (d) + 2 فاذا كان المجموع :

3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
3B☐	4B☐	5B☐	6B☐	7B☐	المجموعة الثامنة☐			1B☐	2B☐

تحديد فئة العنصر و نوعه من أخر مستوى فرعى تم توزيع الإلكترونات فيه.

1. لو أخر مستوى nS يكون فئة S و نوعه ممثل ما عدا الهيليوم $_2He$ خامل.
2. لو أخر مستوى nP^{1-5} يكون فئة p و نوعه ممثل .
3. لو أخر مستوى nP^6 يكون فئة p و نوعه خامل .
4. لو أخر مستوى nd يكون فئة d و نوعه عنصر انتقالى رئيسى من :
   - السلسلة الإنتقالية الأولى اذا كان ينتهى بـ 3 d .
   - السلسلة الإنتقالية الثانية اذا كان ينتهى بـ 4 d .
   - السلسلة الإنتقالية الثالثة اذا كان ينتهى بـ 5 d .
5. لو أخر مستوى nf يكون فئة f وعنصر انتقالى داخلى من سلسلة :
   - اللانثانيدات اذا كان ينتهى بـ 4f
   - الأكتنيدات اذا كان ينتهى بـ 5f

مثال 1 : اكتب التوزيع الإلكترونى لذرات العناصر التالية وحدد موقعه :

$_{11}Na$, $_{18}Ar$, $_{25}Mn$, $_{35}Br$

العنصر	التوزيع الإلكترونى	رقم الدورة	رقم المجموعة
$_{11}Na$	$[_{10}Ne]\ 3s^1$	3	1A
$_{18}Ar$	$[_{10}Ne]\ 3s^2, 3p^6$	3	الصفرية
$_{25}Mn$	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^5$	4	7B
$_{35}Br$	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$	4	7A

مثال (2):- اكتب التوزيع الإلكترونى لذرات العناصر التالية مبينا نوع العنصر مع التعليل

$_{18}Ar$, $_{25}Mn$, $_{35}Br$, $_{58}Ce$.

العنصر	التوزيع الإلكترونى	نوع العنصر مع التعليل
$_{18}Ar$	$[_{10}Ne]\ 3s^2, 3p^6$	عنصر نبيل لأن المستوى الرئيسى الأخير مكتمل و فئة p لأن لأن اخر مستوى فرعى تم امتلائه هو المستوى الفرعى (p).
$_{25}Mn$	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^5$	عنصر انتقالى رئيسى والمستويين الأخيرين غير مكتملين (من السلسلة الانتقالية الأولى 3d) و فئة d لأن لأن اخر مستوى فرعى تم امتلائه هو المستوى الفرعى (d).
$_{35}Br$	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^5$	عنصر مثالى لأن المستوى الرئيسى الأخير غير مكتمل و من الفئة (p) لأن اخر مستوى فرعى تم امتلائه هو المستوى الفرعى (p).
$_{58}Ce$	$[_{54}Xe]\ 6s^2, 5d^1, 4f^1$	عنصر انتقالى داخلى من اللنثينيدات (4f) لأن الثلاث مستويات الرئيسية الأخيرة غير مكتملة و من الفئة (f) لأن اخر مستوى فرعى تم امتلائه هو المستوى الفرعى (f).

تدرج خواص العناصر فى الجدول الدورى :

1. نصف القطر.
2. جهد التاين.
3. الميل الإلكترونى (القابلية الإلكترونية)
4. السالبية الكهربية
5. الخاصية الفلزية و اللافلزية.
6. الصفة الحامضية و القاعدية.

نصف قطر الذرة

هو نصف المسافة بين مركزى ذرتين متماثلتين فى جزئ ثنائى الذرة .

س علل : لا يمكن قياس نصف القطر فيزيائيا ؟؟.

ج : لأن النظرية الموجية أظهرت أنه لا يمكن تحديد مكان الإلكترون حول النواه بدقة .

طول الرابطة:- هو المسافة بين نواتى ذرتين متحدتين .

العلاقة بين نصف القطر وطول الرابطة

[1] فى حالة تماثل الذرتين :-

طول الرابطة = 2 × نصف القطر

$$\text{نصف القطر} = \frac{\text{طول الرابطة}}{2}$$

---

[2] فى حالة عدم التماثل :-

طول الرابطة التساهمية = مجموع نصفى قطرى الذرتين المكونين للرابطة.

طول الرابطة الأيونية = مجموع نصفى قطرى الأيونين المكونين للرابطة.
المسافة بين مركزى الأيونين فى وحدة الصيغة .

لاحظ : نصف القطر الأيونى يعتمد على عدد الألكترونات المفقودة او المكتسبة .

مثال (1):-

إذا علمت أن طول الرابطة فى جزئ الكلور [Cl - Cl] يساوى 1.98 أنجستروم وطول الرابطة بين ذرتى الكربون وذرة الكلور [C - Cl] يساوى 1.76 أنجستروم . أحسب نصف قطر ذرة الكربون

الحل:-

نصف قطر ذرة الكلور = 1.98 ÷ 2 = 0.99 أنجستروم

نصف قطر ذرة الكربون = طول رابطة الكربون والكلور – نصف قطر ذرة الكلور

= 1.76 – 0.99 = 0.77 أنجستروم

مثال (2):

إذا كان طول الرابطة بين ذرتى نيتروجين الرابطة بينهما أحادية فى جزئ مركب ما تساوى 1.46 أنجستروم وطول الرابطة فى جزئ غاز الهيدروجين (H_2) تساوى 0.6 أنجستروم – أوجد طول الرابطة بين ذرتى النيتروجين والهيدروجين فى جزئ النشادر .

ج : ____

____

____

____

____

مثال (3):

اذا علمت ان نصف قطر أيونى Cr^{++} , Mg^{++} على الترتيب 0.84 ـ 0.72 انجستروم و أن طول الرابطة الأيونية فى جزئ اكسيد الماغنسيوم 2.12 انجستروم . احسب طول الرابطة فى جزئ اكسيد الكروم ؟؟.

ج :

نصف قطر ايون الأكسجين = طول الرابطة فى MgO ـ نق Mg^{++}

نصف قطر ايون الأكسجين = 2,12 ـ 0,72 = 1,4 ^{0}A .

طول الرابطة فى اكسيد الكروم = نق O^{-2} + نق ايون Cr^{++}

= 1.4 + 0.84 = 2.24 A ^{0}

الشحنة الفعالة للنواة :

هى شحنة النواة الفعلية التى يتأثر بها الكترون ما فى ذرة ما .

علل : الشحنة الفعالة للنواة اقل من شحنة النواة الموجبة " عدد البروتونات " ؟؟.

ج : لأن جزء من الإلكترونات الداخلية تحجب جزء من شحنة النواة الموجبة.

تدرج نصف قطر العنصر فى الجدول الدورى

[1] فى الدورات الأفقية:

يقل نصف القطر (الحجم) من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى (علل) بسبب زيادة الشحنة الفعالة للنواة فيزيد جذب النواة لإلكترونات التكافؤ مما يؤدى إلى نقص نصف القطر.

ملاحظات:-

- أكبر ذرات عناصر الدورة الواحدة (حجما) هى ذرات عناصر المجموعة (1 A)
- أقل ذرات عناصر الدورة الواحدة (حجما) هى ذرات عناصر المجموعة (7A)

[2] فى المجموعة الرأسية:

يزيد نصف القطر (الحجم) من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى- علل - السبب فى ذلك:-

1) زيادة عدد مستويات الطاقة الرئيسية.
2) مستويات الطاقة الرئيسية الممتلئة تقلل من جذب النواة للإلكترونات التكافؤ.
3) زيادة التنافر بين الإلكترونات وبعضها.

اختلاف نصف قطر الذرة عن نصف قطر أيونها :

فى حالة الفلزات

علل : نصف قطر الأيون الموجب أصغر من نصف قطر ذرته ؟.

ج : لأن عدد البروتونات الموجبة أكبر عدد من الإلكترونات السالبة فتزيد شحنة النواة الفعالة و تزيد قوى جذب النواة للإلكترونات ويقل نصف القطر.

علل : كلما زادت شحنة الأيون الموجب كلما قل نصف قطره ؟.

ج : لأنه كلما زادت الشحنة الفعالة للنواة كلما زادت قوى جذب النواه للإلكترونات ويقل نصف القطر.

س : علل: نصف قطر أيون الحديد (III) أقل من نصف قطر أيون الحديد (II) ؟؟.

ج: وذلك لزيادة الشحنة الفعالة للنواة فى أيون الحديد (III) عن أيون الحديد (II) وكلما زادت الشحنة الفاعلة للنواة زادت قوى جذب النواه للإلكترونات ويقل نصف القطر.

فى حالة اللافلزات

نصف قطر الأيون السالب أكبر من نصف قطر ذرته - علل-

ج : لأن عدد الإلكترونات السالبة أكبر عدد من البروتونات الموجبة فيزيد التنافر بين الإلكترونات السالبة ويزيد نصف القطر.

كلما زادت الشحنة السالبة للأيون السالب كلما زاد نصف قطره - علل-

ج : لأنه كلما زادت الشحنة السالبة زادت قوى التنافر بين الإلكترونات فيزيد نصف القطر.

س : علل : نصف قطر أيون S^{---} أكبر من نصف قطر أيون S^{--} ؟؟.

ج : وذلك لزيادة الشحنة السالبة فى أيون S^{---} عن أيون S^{--} وكلما زادت الشحنة السالبة كلما زادت قوى التنافر بين الإلكترونات و يزيد نصف القطر.

سؤال خطير و بيجى كتيييير فى دليل التقويم :

❖ رتب العناصر الأتية حسب نصف القطر : $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{15}P$, $_{17}Cl$, $_{19}K$

الحل : لحل هذا النوع من الأسئلة لابد من معرفة موقع كل عنصر فى الجدول ثم نرتب تلك العناصر ثم نذكر تدرج الخاصية التى يسأل عنها كلأتى :

	1A	2A	5A	7A
الدورة 2				
الدورة 3	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{15}P$	$_{17}Cl$
الدورة 4	$_{19}K$			

حسب نصف القطر :

$_{17}Cl < _{15}P < _{13}Mg < _{11}Na < _{19}K$ لأن نصف القطر يقل فى الدورات الأفقية و يزيد فى المجموعات الراسية بزيادة العدد الذرى.

س هام : اذا كانت قيم نصف القطر لكل من Fe , Fe^{+2} , Fe^{+3} هى 0.75 ، 0.64 ، 1.17 إنجستروم بدون ترتيب - حدد قيمة كل منها وماذا تستنتج مع التعليل ؟؟.

الإجابة :______________________________

____

____

س : قارن بين طاقة الإثارة و طاقة التأين ؟؟.

طاقة الإثارة	طاقة التاين
الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون الى مستويات طاقة اعلى . تصبح الذرة مثارة .	الطاقة اللازمة لطرد اقل الإلكترونات ارتباطا بالذرة . تتحول الذرة الى ايون موجب.

جهد التأين - طاقة التأين

مقدار الطاقة اللازمة لإزالة أو فصل أقل الإلكترونات ارتباطا بالذرة المفردة الغازية.

تدرج جهد التأين فى الجدول الدورى

[1] فى الدورات الأفقية:

يزيد جهد التأين من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى (علل) بسبب نقص نصف القطر و زيادة الشحنة الفعالة فتزيد قوة جذب النواة للإلكترونات و نحتاج إلى طاقة كبيرة لفصلها

[2] فى المجموعة الرأسية:

يقل جهد التأين من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى (علل) بسبب زيادة عدد مستويات الطاقة فيزيد نصف القطر فيقل جذب النواة للإلكترونات و تقل الطاقة اللازمة لفصلها

ملاحظات

- ✓ جهد التأين يتناسب عكسيا مع نصف القطر الذرى و مع قابلية فقد الإلكترونات
- ✓ عناصر المجموعة 7A اعلى العناصر فى جهد التاين كلا فى دورته.
- ✓ عناصر المجموعة 1A اقل العناصر فى جهد التأين كلا فى دورته.
- ✓ جهد التاين ماص للحرارة.
- ✓ يمكن إزالة إلكترون أو أكثر من الذرة ولذلك فهناك أكثر من جهد تأين للذرة الواحدة يعرف بجهد التأين الأول وجهد التأين الثانى ...... وهكذا.

جهد التأين الأول :ـ

يتكون نتيجة تكون أيون يحمل شحنة موجبة واحدة .

M + طاقة $\longrightarrow M^{+} + e^{-}$

جهد التأين الثانى:ـ

يتكون نتيجة تكون أيون يحمل شحنتين موجبتين .

مقدار الطاقة اللازمة لفصل الكترون من ايون يحمل شحنة موجبة واحدة M^{+}

M^{+} + طاقة $\longrightarrow Mg^{++} + e^{-}$

س : علل : جهد التأين الأول للغازات النبيلة مرتفع جدا ؟؟.

ج : بسبب استقرار نظامها الإلكترونى وبذلك يصعب إزالة إلكترون من مستوى طاقة مكتمل.

س : علل : يزداد جهد التأين الثانى عن جهد التأين الأول ؟؟.

ج : بسبب زيادة شحنة النواة الفعالة فيزيد جذب النواة لإلكترونات فنحتاج الى طاقة أكبر لفصل الإلكترون.

س : علل : جهد التاين الثالث للماغنسيوم مرتفع جدا ؟؟.

ج : لأنه يتطلب كسر مستوى طاقة مكتمل.

س: دليل تقويم : $M \longrightarrow M^{+} + e^{-}$

فى المعادلة السابقة مفهوم مهم :

- ✓ حدد هذا المفهوم.

ج : ________________________________

- ✓ وضح تدرج هذا المفهوم فى الجدول الدورى.

ج : ________________________________

____

- ✓ العنصر الذى يوجد فى أى دورة و دائما له أقل جهد تأين أول ينتمى الى المجموعة ....

الميل الإلكترونى (القابلية الإلكترونية)

مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية إلكترونا أو أكثر.

تدرج الميل الإلكترونى فى الجدول الدورى

[1] فى الدورات الأفقية:

يزيد الميل الإلكترونى من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى (علل) بسبب نقص الحجم الذرى فيزيد جذب النواة لإلكترونات و يسهل على النواه جذب الكترون جديد .

ملاحظات:-

- يقل الميل الإلكترونى اذا كان المستوى الأخير مكتمل أو نصف مكتمل لأن الذرة تكون أكثر استقرار .

س : علل : يشذ الميل الإلكترونى لكل من $(_{10}Ne, _{7}N, _{4}Be)$ عن التدرج فى الميل الإلكترونى فى عناصر الدورة الثانية ؟؟.

ج : فى حالة البريليوم يكون تحت مستوياته ممتلئة $(1s^2, 2s^2)$ وفى حالة النيتروجين يكون المستوى الفرعى (p) نصف ممتلئ $(1s^2, 2s^2, 2p^3)$ وفى حال النيون يكون المستوى الفرعى P مكتمل $(1s^2, 2s^2, 2p^6)$ ويقل الميل الإلكترونى اذا كان المستوى الفرعى الأخير مكتمل أو نصف مكتمل لأن هذا يجعل الذرة أكثر استقرار

- يزيد الميل الإلكترونى زيادة كبيرة عندما يعمل الإلكترون المكتسب على ملئ مستوى طاقة فرعى أو جعله نصف ممتلئ هذا يجعل الذرة أكثر استقرار.

س : علل : زيادة الميل الإلكترونى لذرة الكربون عن ذرة البورون ؟؟.

ج : لأن الإلكترون المكتسب فى هذه حالة الكربون سيجعل المستوى الفرعى (2p) نصف ممتلئ $(1s^2, 2s^2, 2p^2)$ وهذا يعطى للذرة بعض الإستقرار .

[2] فى المجموعة الرأسية :

يقل الميل الإلكترونى من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى (علل) بسبب زيادة الحجم الذرى فيقل جذب النواة لإلكترونات و يصعب جذب الكترون جديد .

سؤال مهم

س : علل : الميل الإلكترونى لذرة الفلور أقل من الميل الإلكترونى لذرة الكلور رغم صغر نصف قطر الفلور ؟؟.

ج : بسبب صغر حجم ذرة الفلور ويقابل الإلكترون الجديد بقوة تنافر كبيرة مع الإلكترونات التسعة الموجودة أصلا فى الذرة .

ملاحظات

- ✓ الميل الإلكترونى يتناسب عكسيا مع نصف القطر الذرى .
- ✓ عناصر المجموعة 7A اعلى العناصر فى الميل الإلكترونى كلا فى دورته .
- ✓ ترتيب عناصر المجموعة 7A حسب الميل هو Cl > F > Br > I
- ✓ عناصر المجموعة 1A اقل العناصر فى الميل الإلكترونى كلا فى دورته .
- ✓ الميل الإلكترونى طارد للحرارة .

س: دليل تقويم : $M + e^- \longrightarrow M^- +$ طاقة

فى المعادلة السابقة مفهوم مهم :

✓ حدد هذا المفهوم.

ج : ____

✓ وضح تدرج هذا المفهوم فى الجدول الدورى.

ج : ____

✓ رتب عناصر الهالوجينات تنازليا حسب تلك الخاصية.

ج : ____

✓ فسر عدم انتظام تلك الخاصية فى عناصر الدورة الثانية.

ج : ____

____

السالبية الكهربية

هى قدرة الذرة على جذب إلكترونات الرابطة الكيميائية .

ملحوظة:-

- الميل الإلكترونى مصطلح طاقة يشير للذرة فى حالتها المفردة .
- بينما تشير السالبية الكهربية للذرة المرتبطة مع غيرها .

تدرج السالبية الكهربية فى الجدول الدورى

[1] فى الدورات الأفقية:

تزيد السالبية الكهربية من اليسار الى اليمين بزيادة العدد الذرى (علل) بسبب صغر الحجم و يسهل جذب الكترونات الرابطة

[2] فى المجموعة الرأسية :

تقل السالبية الكهربية من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى (علل) بسبب زيادة الحجم و يصعب جذب الكترونات الرابطة .

ملاحظات:-

الفلور يعتبر أكبر العناصر سالبية كهربية (علل) لأنه يقع أعلى يمين الجدول والسالبية الكهربية تقل فى المجموعات و تزيد فى الدورات.

السيزيوم يعتبر أقل العناصر سالبية كهربية (علل) لأنه أسفل يسار الجدول والسالبية الكهربية تقل فى المجموعات و تزيد فى الدورات .

الفرق فى السالبية الكهربية يلعب دور فى تحديد نوع الرابطة بين الذرات.

- ❖ الفلزات لها أقل سالبية كهربية لكبر نصف قطرها .
- ❖ اللافلزات لها أكبر سالبية كهربية لصغر نصف قطرها .

قارن بين السالبية الكهربية و الميل الإلكترونى :

السالبية الكهربية	الميل الإلكترونى
مصطلح يشير الى الذرة المرتبطة مع غيرها مصطلح قدرة قدرة الذرة على جذب الكترونات الرابطة الكيميائية .	مصطلح يشير الى الذرة المفردة . مصطلح طاقة مقدار الطاقة المنطلقة عندما تكتسب الذرة المفردة الغازية الكترونا او اكثر .

الخاصية الفلزية و اللافلزية

قسم العالم "برزيليوس" العناصر:- إلى فلزات ولافلزات

الخاصية الفلزية و اللافلزية

اللافلزات	الفلزات
عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأكثر من نصف سعته من الإلكترونات .	عناصر يمتلئ غلاف تكافؤها بأقل من نصف سعته بالإلكترونات .
عناصر كهروسالبة (علل) لأنها تكتسب إلكترونات لتكمل غلاف التكافؤ تتحول الى تركيب الغاز الخامل الذى يليها وتصبح أيونات سالبة.	عناصر كهروموجبة (علل) لأنها تفقد إلكترونات غلاف التكافؤ و تتحول الى تركيب الغاز الخامل الذى يسبقها وتصبح أيونات موجبة.
لا توصل الكهربية لشدة ارتباط إلكترونات التكافؤ بالنواة فيصعب انتقال الإلكترونات.	جيدة التوصيل للكهربية لسهولة انتقال الإلكترونات الحرة خلالها.
تتميز بصغر نصف قطرها	تتميز بكبر نصف قطرها.
كبر: جهد تأينها- ميلها الإلكترونى- ساليبتها الكهربية.	صغر: جهد تأينها - ميلها الإلكترونى- ساليبتها الكهربية

أشباه الفلزات

- ☒ عناصر لها مظهر الفلزات ولكن خواصها تشبه خواص اللافلزات .
- ☒ غلاف تكافؤها نصف ممتلئ تقريبا بنصف سعته .
- ☒ ساليبتها الكهربية متوسطة بين الفلزات واللافلزات .
- ☒ توصل التيار الكهربى بدرجة متوسطة ولذلك تسمى أشباه الموصلات .
- ☒ تستخدم فى صناعة اجزاء من الأجهزة الإلكترونية مثل الترانزستور لأنها من اشباه الفلزات .

أمثلة :-

البورون	السليكون	الجرمانيوم	الزرنيخ	أنتيمون	التلريوم	الإستاتين
B	Si	Ge	As	Sb	Te	

ملاحظات :

- جميع الفلزات تقع يسار اشباه الفلزات فى الجدول الدورى .
- جميع اللافلزات تقع يمين اشباه الفلزات فى الجدول الدورى .

تدرج الصفة الفلزية واللافلزية فى الجدول الدورى :

[1] فى الدورات الأفقية:

تقل الصفة الفلزية من اليسار إلى اليمين بزيادة العدد الذرى السبب نقص نصف القطر حتى تظهر أشباه الفلزات ثم تزداد الصفة اللافلزية وتنتهى بالمجموعة السابعة التى تحتوى على اقوى اللافلزات .

ملحوظة

فى أى دورة أفقية يقع أقوى الفلزات فى المجموعة الأولى و يقع أقوى اللافلزات فى المجموعة السابعة.

---

[2] فى المجموعة الرأسية :

تزيد الصفة الفلزية وتقل الصفة اللافلزية كلما اتجهنا من أعلى إلى أسفل بزيادة العدد الذرى و السبب كبر نصف القطر.

ملاحظات:

- أقوى **الفلزات** فى الجدول الدورى يقع **أسفل يسار** الجدول وهو السيزيوم.
- أقوى **اللافلزات** فى الجدول يقع أعلى **يمين الجدول** وهو الفلور.

الخاصية الحامضية والقاعدية

أنواع الأكاسيد:- [1] حامضية. [2] قاعدية. [3] مترددة.

الأكاسيد الحامضية:- (CO_2 , SO_2 , SO_3 , P_2O_5)

هى أكاسيد لا فلزية تتفاعل مع القلويات مكونة ملح و ماء تذوب فى الماء مكونه أحماض

$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$ (حمض الكربونيك)

$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ (حمض الكبريتيك)

الأكاسيد الحمضية تتفاعل مع القلويات مكونه ملح و ماء :

$CO_2 + 2NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

الأكاسيد القاعدية :-

هى اكاسيد فلزية تتفاعل مع الأحماض مكونة ملح و ماء

$Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$

$MgO + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2O$

الأكاسيد القلوية :-

هى اكاسيد فلزية تذوب فى الماء مكونة قلويات .

$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$

$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$

الأكاسيد المترددة :-

هى الأكاسيد التى تتفاعل تارة كأكاسيد قاعدية وتتفاعل تارة أخرى كأكاسيد حامضية وينتج فى الحالتين ملح وماء .

أمثلة : Al_2O_3 , Sb_2O_3 , ZnO , SnO

$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$

$ZnO + 2NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$

خارصينات الصوديوم

تدرج الخواص الحامضية والقاعدية فى الجدول الدورى

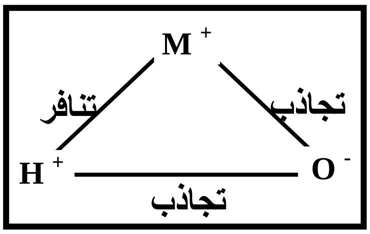
[1] فى الدورة الأفقية:-

تقل الصفة القاعدية و تزداد الصفة الحامضية للأكاسيد من اليسار لليمين بزيادة العدد الذرى

[2] فى المجموعة الرأسية :-

يمكن اعتبار الأحماض و القواعد مركبات هيدروكيسيلية الصيغة العامة لها

MOH



	الذرة M فلز	الذرة M لافلز
نصف القطر	كبير	صغير
قوة الجذب	قوة الجذب بين (M^+, O^-) أصغر من قوة الجذب بين (H^+, O^-) اى تنجذب الـ O اكثر الى ايون الهيدروجين الموجب	قوة الجذب بين (M^+, O^-) أكبر من قوة الجذب بين(H^+, O^-) اى تنجذب الـ O اكثر الى M
التأين	تتأين المادة كقاعدة و تعطى أيون الهيدروكسيل	تتأين المادة كحمض و تعطى أيون الهيدروجين
المعادلة	$MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$	$MOH \rightleftharpoons MO^- + H^+$

المجموعة الأولى كمثال على الصفة القاعدية	
تزداد الخاصية القاعدية بزيادة العدد الذرى وذلك بسبب زيادة نصف القطر و تكون قوة الجذب بين (M^+, O^-) صغيرة و تنجذب (O^-) اكثر لأيون الهيدروجين و تتأين المادة كقاعدة و تعطى أيون الهيدروكسيل	
قلوى ضعيف	LiOH
قلوى قوى	NaOH ↓
قلوى أكثر قوة	KOH ↓
قلوى أكثر قوة	RbOH ↓
أقوى القلويات	CsOH ↓

س : علل : CsOH اقوى قاعدية من NaOH ؟؟

لأن نصف قطر السيزيوم أكبر من نصف قطر الصوديوم فيسهل فصل ايون الهيدروكسيل من السيزيوم عن الصوديوم .

المجموعة السابعة (مثال على الصفة الحمضية)	
تزداد الخاصية الحامضية فى هذة المجموعة بزيادة العدد الذرى وذلك بسبب زيادة نصف القطر وتزيد قوة الجذب بين العنصر والهيدروجين وتقل قوة الجذب بين الأكسجين والهيدروجين وتتأين المادة كحمض وتعطى أيون الهيدروجين .	
حمض ضعيف	HF
حمض متوسط	HCl
حمض قوى	HBr
أقوى الأحماض	HI

قوة الأحماض الأكسجينية:ـ

كلام خطير جدا :

كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجينى

الصيغة العامة للأحماض الأكسجينية:ـ

$MO_n(OH)_m$

حيث:ـ (M) : هى ذرة العنصر .

(n) : عدد ذرات الأكسجين غير مرتبطة بالأكسجين.

(m) : عدد ذرات الهيدروجين فى الحمض.

الحمض الأقوى:

هو الذى يحتوى على عدد أكبر من ذرات الأكسجين غير المرتبطة بالهيدروجين.

أمثلة :

الحمض	اسم الحمض	صيغة الحمض الأكسجينية $MO_n(OH)_m$	عدد ذرات O غير المرتبطة بـ H	نوع الحمض
H_4SiO_4	الأرثوسليكونيك	$Si(OH)_4$	-	حمض ضعيف
H_3PO_4	الأرثوفسفوريك	$PO(OH)_3$	1	حمض متوسط
H_2SO_4	الكبريتيك	$SO_2(OH)_2$	2	حمض قوى
$HClO_4$	البيروكلوريك	$ClO_3(OH)$	3	حمض قوى جدا

س خطيييييير جدا :

علل : حمض البيروكلوريك أقوى من حمض الكبريتيك ؟؟.

ج : لأن حمض البيروكلوريك $ClO_3(OH)$ يحتوى على 3 ذرات أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين بينما حمض الكبريتيك $SO_2(OH)_2$ يحتوى على 2 ذرة أكسجين غير مرتبط بالهيدروجين و كلما زاد عدد ذرات الأكسجين الغير مرتبطة بالهيدروجين كلما زادت قوة الحمض الأكسجينى .

عدد التأكسد:-

هو عدد يمثل الشحنة الكهربية (الموجبة أو السالبة) التى تبدو على الأيون أو الذرة سواء كان المركب أيونيا أو تساهميا .

قواعد حساب أعداد التاكسد

- عدد تأكسد اى عنصر مهما كان عدد ذرات يساوى صفر (O_2 , O_3 , P_4 , Cu , H_2)
- عدد تأكسد أى مجموعة ذرية أو الأيون يساوى الشحنة التى تكتب أعلاه :

المجموعة	الأمونيوم	الكبريتات	الكربونات	هيدروكسيد	النيترات	نيتريت	فوسفات
صيغتها	NH_4^+	SO_4^{-2}	CO_3^{-2}	OH^-	NO_3^-	NO_2^-	PO_4^{-3}
عدد تأكسدها	+1	-2	-2	-1	-1	- 1	- 3

- عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى (1A) (Na , Li , K) فى مركباتها دائما (+1) وعناصر المجموعة الثانية (2A)(Mg , Ca , Ba) فى جميع مركباتها دائما(+2) وعناصر المجموعة الثالثة (3A)(Al) فى جميع مركباته دائما (+3) .

- عدد تأكسد الأكسجين فى جميع مركباته -2 ما عدا فوق الأكسيد مثل (H_2O_2 , Na_2O_2) يكون -1 وكذلك ما عدا السوبر أكسيد (KO_2) يكون -½ و كذلك فلوريد الأكسجين OF_2 يكون +2 لأن السالبية الكهربية للفلور أعلى من الأكسجين.

- عدد تأكسد الكلور Cl والبروم Br واليود I سالب واحد ما عدا مركباتها مع الأكسجين .

- الفلور عدد تأكسده سالب واحد دائما لأنه اعلى العناصر سالبية كهربية .

- عدد تأكسد الهيدروجين فى جميع مركباته +1 ما عدا هيدريد الفلز يكون -1 لأن السالبية الكهربية للهيدروجين أكبر من السالبية الكهربية للفلزات .

أمثلة NaH , CaH_2 , KH , MgH_2

- مجموع اعداد تأكسد عناصر أى مركب متعادل = صفر.

الهيدريدات

مركبات أيونية عدد تأكسد الهيدروجين فيها -1 وعند التحليل الكهربى لها يتصاعد غاز الهيدروجين عند المصعد (الأنود) لأن عدد تأكسده سالب.

طريقة حساب أعداد التأكسد

مثال (1):- احسب عدد تأكسد الكروم فى ثانى كرومات البوتاسيوم $(K_2Cr_2O_7)$.

الحل:- ∵ المركب متعادل ∴ عدد تأكسده = صفر

$K_2Cr_2O_7$ = صفر

(7 × -2) + 2س + (2 × +1) = صفر

-14 + 2س + 2 = صفر -12 + 2س = صفر س = +6

عدد تأكسد الكروم فى ثانى كرومات البوتاسيوم = +6

مثال (2):- احسب عدد تأكسد الكبريت فى SO_3^{-2}

الحل:-

∵ المركب متأين ∴ عدد تأكسده = - 2

(3 × -2) + س = -2 -6 + س = -2

س = 6 – 2 = +4

عدد تأكسد الكبريت فى مجموعة الكبريتيت = +4

مميزات استخدام عدد التأكسد:-

معرفة التغير الذى يحدث للعنصر من حيث التأكسد والاختزال أثناء التفاعلات الكيميائية.

التأكسد:-

هى عملية فقد إلكترونات ينتج عنها زيادة فى الشحنة الموجبة أو نقص الشحنة السالبة.

الاختزال:-

هو عملية اكتساب إلكترونات ينتج عنها نقص فى الشحنة الموجبة أو زيادة الشحنة السالبة

ملحوظة قلبوظة (1):

هناك معادلات لا يحدث فيها أكسدة أو إختزال

و السبب فى ذلك أن هذا النوع من المعادلات يحدث فيه تبادل بيت الأيونات دون انتقال الإلكترونات.

مثل

- تفاعلات الأحماض مع كربونات أو بيكربونات الفلزات.

✓ $2HCl + Na_2CO_3 \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$

✓ $H_2SO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2$

- تفاعلات الأحماض مع أكسيد او هيدروكسيد الفلز.

✓ $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

☐

- تفاعلات محاليل الأملاح مع بعضها.

مثال:- بين نوع التغير الحادث من أكسدة واختزال فى التفاعل التالى ان وجد :-

$K_2Cr_2O_7 + 6FeCl_2 + 14\ HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 6FeCl_3 + 7H_2O$ ☐

☐
☐
☐
☐
☐
☐
☐
☐
☐
☐

الباب الثالث : الإتحاد الكيميائى :

الغازات الخاملة:-

عناصر تتميز بإستقرار نظامها الإلكترونى و مستوى الطاقة الخارجى لها مكتمل بالإلكترونات (np6) .

الغاز	الرمز	التركيب الإلكترونى	
هيليوم	$_{2}He$	$1s^2$	2
نيون	$_{10}Ne$	$[_{2}He]\ 2s^2, 2p^6$	2, 8
أرجون	$_{18}Ar$	$[_{10}Ne]\ 3s^2, 3p^6$	2, 8, 8
كربتون	$_{36}Kr$	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^6$	2, 8, 18, 8
زينون	$_{54}Xe$	$[_{36}Kr]\ 5s^2, 4d^{10}, 5p^6$	2, 8, 18, 18, 8
رادون	$_{86}Rn$	$[_{54}Xe]\ 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^6$	2, 8, 18, 32, 18, 8

علل : العناصر الخاملة اكثر انواع العناصر استقرار ؟؟.
علل : العناصر الخاملة احادية الذرة ؟؟.
علل : الغازات الخاملة لا تدخل فى التفاعل الكيميائى فى الظروف العادية ؟؟.

ج : بسبب استقرار نظامها الإلكترونى لأن مستوى الطاقة الخارجى لها مكتمل بالإلكترونات

العناصر النشطة :

عناصر تتميز بأن مستوى الطاقة الخارجى لها غير مكتمل بالإلكترونات

علل : العناصر النشطة تدخل التفاعل الكيمائى ؟؟.
علل : العناصر النشطة اما ان تفقد أو تكتسب أو تشارك بعدد من الإلكترونات اثناء التفاعل الكيميائى ؟؟.

ج: حتى يكتمل مستوى الطاقة الخارجى لها بالإلكترونات و يصبح تركيبها الإلكترونى مشابها لأقرب غاز نبيل فى الجدول الدورى.

التفاعل الكيميائى:-

كسر الروابط بين جزيئات المتفاعلات و تكوين روابط جديدة بين جزئيات النواتج .

علل : عند خلط الحديد مع الكبريت لا يكون الناتج مركب كيميائى ؟؟.

ج :لعدم تكون روابط جديدة بين الكبريت و الحديد .

الكترونات التكافؤ :

الكترونات الغلاف الخاجى و غالبا ما تدخل فى تكوين روابط .

نموذج لويس النقطى :

طريقة مبسطة استخدم فيها النقاط فى تمثيل الكترونات التكافؤ .

المجموعة	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
الدورة 3	$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	$_{14}Si$	$_{15}P$	$_{16}S$	$_{17}Cl$
التوزيع الإلكترونى	$(Ne)3s^1$	$(Ne)3s^2$	$(Ne)3s^2\ 3p^1$	$(Ne)3s^2\ 3p^2$	$(Ne)3s^2\ 3p^3$	$(Ne)3s^2\ 3p^4$	$(Ne)3s^2\ 3p^5$
نموذج لويس النقطى	. Na	. Mg .	. . Al .	. . Si . .	.. . P . .	.. . S . ..	.. : Cl . ..

لاحظ : قسم لويس ازوج الإلكترونات الى نوعين :

الزوج الحر: زوج الإلكترونات الموجود فى احد اوربيتالات المستوى الخارجى و لم يشارك فى تكوين روابط .

زوج ارتباط : زوج الإلكترونات المسئول عن تكوين الرابطة .

أنواع الروابط

روابط كيميائية	روابط فيزيائية
روابط ايونية	روابط هيدروجينية
روابط تساهمية	روابط فلزية
روابط تناسقية	

أولا : الروابط الكيميائية

الرابطة الأيونية :

رابطة تنشأ من التجاذب الكهربى بين الأيون الموجب و الأيون السالب
او : رابطة تتكون بين ذرتين الفرق فى السالبية الكهربية بينهما أكبر من 1.7
او : رابطة تتكون بين عنصر فلز و عنصر لا فلز.

خطوات تكوينها

1. الفلزات تفقد الإلكترونات وتتحول إلى أيون موجب (كاتيون) لأنها تتميز بكبر حجمها و صغر جهد التأين .
2. اللافلزات تكتسب الإلكترونات وتتحول إلى أيون سالب (أنيون) لأنها تتميز بصغر حجمها و كبر الميل الإلكترونى .
3. ثم يحدث تجاذب كهربى بين الأيون الموجب والأيون السالب ويتكون مركب أيونى.

س : علل : الرابطة الأيونية ليس لها وجود مادى أو اتجاه محدد ؟؟.

ج : لأنها تنشأ من التجاذب الكهربى بين الأيون الموجب و الأيون السالب.

س : علل : اقوى الروابط الأيونية تتم بين عناصر طرفى الجدول (7A , 1A) ؟؟.

ج : لأنها تتم بين أقوى الفلزات (1A) و أقوى اللافلزات (7A).

س : علل : الرابطة فى جزئ كلوريد الصوديوم رابطة ايونية ؟؟.

ج : لأنها تنشأ من التجاذب الكهربى بين أيون الصوديوم الموجب و أيون الكلوريد السالب .

وضح بالرسم تخطيطى بطريقة لويس النقطية كيفية ارتباط الصوديوم مع الكلور لتكوين كلوريد الصوديوم .

طريقة الحل :

1. نكتب رمز كل عنصر محاط بإلكترونات التكافؤ.
2. نرسم سهم يوضح انتقال الإلكترونات من الفلز الى الافلز.
3. تجاذب كهربى بين الأيون الموجب و السالب.

$$Na\cdot + \cdot\ddot{\underset{..}{Cl}}: \rightarrow Na^{+} + Cl^{-} \rightarrow NaCl$$

خواص المركبات الأيونية

1. **توصل التيار الكهربى** - علل - لأنها تتأين الى أيونات موجبة وسالبة.
2. **تذوب فى المذيبات القطبية مثل الماء** - علل - لأنها تتأين الى أيونات موجبة و سالبة.
3. **درجة غليانها و انصهارها مرتفعة** - علل - لأن فرق السالبية الكهربية بين العنصرين اكبر من 1.7

ملاحظات:-

- يكون المركب أيونيا عندما يكون الفرق فى السالبية الكهربية بين أكبر من 1.7 .
- كلما زاد الفرق فى السالبية الكهربية بين العنصرين كلما زادت الخاصية الأيونية لذلك فإن :

(كلوريد الصوديوم مركب أيونى - كلوريد الألومنيوم مركب تساهمى)

تعليلات هامة [4 × 1]:

كلوريد الصوديوم يوصل التيار الكهربى بينما كلوريد الألومنيوم لا يوصل التيار الكهربى؟؟.

درجة ذوبان كلوريد الصوديوم فى الماء أكبر من كلوريد الألومنيوم ؟؟.

كلوريد الصوديوم مركب أيونى بينما كلوريد الألومنيوم مركب تساهمى ؟؟.

درجة انصهار كلوريد الصوديوم اكبر من كلوريد الألومنيوم ؟؟.

ج : لأن فرق السالبية الكهربية بين الصوديوم و الكلور أكبر من فرق السالبية الكهربية بين الألومنيوم و الكلور.

سؤال ذكى جدا !!!!!!!!!!!!

كيف تفرق بين مصهور كلوريد الصوديوم و مصهور كلوريد الألومنيوم ؟؟.

ج : ____

____

____

الرابطة التساهمية

هى رابطة تتم بين ذرتين لا فلزيتين عن طريق المشاركة بالإلكترونات بحيث يكون فرق السالبية الكهربية بينهما أقل من 1.7 .

لاحظ :

1. اذا كانت كل ذرة مشاركة بإلكترون واحد تسمى الرابطة تساهمية احادية .
2. اذا كانت كل ذرة مشاركة بإلكترونين تسمى الرابطة تساهمية ثنائية .
3. اذا كانت كل ذرة مشاركة بثلاث الكترونات تسمى الرابطة تساهمية ثلاثية .

أنواع الرابطة التساهمية حسب طريقة تكوينها :

1 ـ رابطة تساهمية نقية :

هى رابطة تنشأ بين ذرتين متشابهتين بحيث يكون الفرق فى السالبية الكهربية بينهما يساوى صفرا .

لاحظ :

يقضى زوج الإلكترونات يقضى وقتا متساويا فى حيازة الذرتين.

✓ من أمثلتها , N_2 , H_2 , O_2 , Cl_2 , F_2 , I_2 , Br_2 .

2 ـ رابطة تساهمية غير قطبية :

هى رابطة تنشأ بين ذرتين مختلفتين بحيث يكون الفرق فى السالبية الكهربية بينهما حتى 0.4

✓ من امثلتها الميثان CH_4 والإيثيلين C_2H_4 والأسيتيلين C_2H_2 و ثانى اكسيد الكربون CO_2

3 - رابطة تساهمية قطبية :

هى رابطة تنشأ بين ذرتين مختلفتين بحيث يكون الفرق فى السالبية الكهربية بينهما كبير نوعا ما (اكبر من 0,4 و اقل من 1.7)

لاحظ :

زوج الإلكترونات يقضى وقتا أطول فى حيازة الذرة الأكثر سالبية ويتكون عليها شحنة سالبة جزيئية ويقضى وقتا أقل فى حيازة الذرة الأقل سالبية وتتكون عليها شحنة موجبة جزيئية و يكون الجزئ قطبى .

امثلة : HCl , H_2O , HF , NH_3

```
                                              H
                                              :
H : Cl      H : F        H : O : H       H : N : H
```

خواص المركبات التساهمية النقية :

1. لا توصل التيار الكهربى و لا تذوب فى الماء لأنها لا تتأين الى أيونات موجبة وسالبة.
2. تذوب فى المذيبات العضوية مثل البنزين و لا تذوب فى المذيبات القطبية مثل الماء .
3. درجة غليانها و انصهارها منخفضة لأن فرق السالبية الكهربية بين العنصرين أقل من 1.7

خواص المركبات التساهمية القطبية

1. تذوب فى الماء و محاليلها فى الماء توصل التيار الكهربى لأنها تكون روابط هيدروجينية مع الماء لأن فرق السالبية الكهربية بين العنصرين كبير نسبيا ولكن اقل من 1.7 .
2. تذوب فى المذيبات العضوية مثل البنزين لأنها مركبات تساهمية ولكن محاليها فى البنزين لا توصل التيار الكهربى لأنها لا تأين الى أيونات موجبة و سالبة.

س : علل : درجة غليان HF أعلى من درجة غليان H_2O ؟؟.

ج : لأن الفرق فى السالبية الكهربية بين الفلور و الهيدروجين أكبر من الفرق فى السالبية الكهربية بين الأكسجين و الهيدروجين.

س : علل : الرابطة فى جزئ الماء تساهمية قطبية وفى جزئ الكلور تساهمية نقية ؟؟.

ج : الرابطة فى الماء تساهمية قطبية لأن الفرق فى السالبية الكهربية بين الأكسجين والهيدروجين كبير نوعا ما (اكبر من 0,4 و أقل من 1.7) ، بينما فى جزئ الكلور فإن الفرق فى السالبية الكهربية بين الذرتين يساوى صفرا .

النظريات التى فسرت تكوين الرابطة التساهمية

1) النظرية الإلكترونية للتكافؤ (الثمانيات):-

" بخلاف الهيدروجين والليثيوم والبريليوم تميل ذرات جميع العناصر إلى الوصول التركيب الثمانى " .

ملحوظة :

1. وضعها العالمان (كوسل) و (لويس) عام 1916
2. حسب هذة النظرية تتكون الرابطة التساهمية نتيجة تلامس عدد من الكترونات الغلاف الخارجى للذرتين بحيث يصل التركيب الإلكترونى لكل منهما الى ثمانية الكترونات .
3. يرمز للإلكترونات الغلاف الخارجى بنقط او علامة ×

من أمثله المركبات التى فسرتها :

الماء H_2O	النشادر NH_3	الكلور Cl_2
.. H :O:H ..	H : H : N : H ..	.. .. : Cl : Cl : .. ..

عيوب النظرية الإلكترونية للتكافؤ:-

1. لم تفسر الشكل الفراغى للجزىء ولا الزوايا بين الروابط فيه .
2. لم تستطع تفسير الترابط فى الكثير من المركبات المستقرة على أساس مبدأ الثمانيات

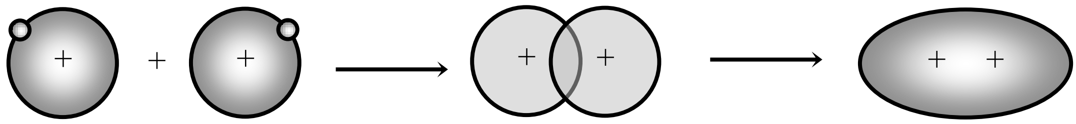
أ) فى جزئ ثالث فلوريد البورون BF_3	ب) فى جزئ خامس كلوريد الفوسفور PCl_5
تكون ذرة البورون محاطة بستة إلكترونات فقط. F : F : B : F	تكون ذرة الفوسفور محاطة بعشرة إلكترونات. Cl : Cl : P : Cl : : Cl Cl

2) نظرية رابطة التكافؤ:-

تتكون الرابطة التساهمية بتداخل أوربيتال أحد الذرتين به إلكترون مفرد مع أوربيتال ذرة أخرى به إلكترون مفرد .

مثال (1) تكوين جزئ الهيدروجين H_2 :-

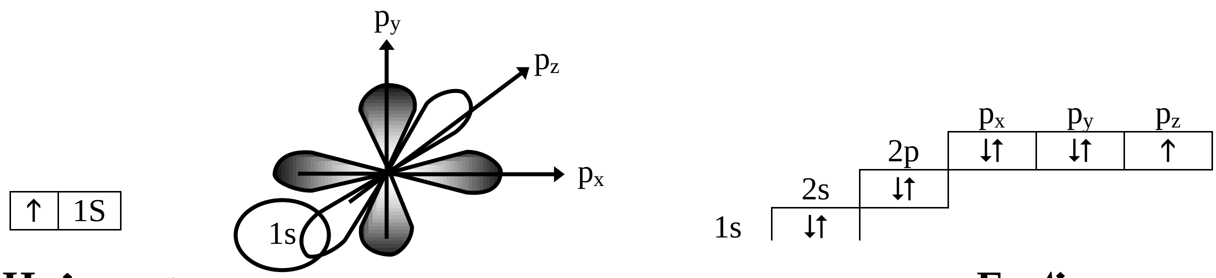
يتم عن طريق تداخل أوربيتال 1s لكل من الذرتين حيث يحتوى كل منهما على إلكترون مفرد.



ذرة هيـدروجين ذرة هيـدروجين تـداخل اوربيتـالى جـزئ هيـدروجين

مثال (2) تكوين جزئ فلوريد الهيدروجين:-

يتكون بتداخل أحد أوربيتالات المستوى الفرعى (2p) الذى يحتوى على إلكترون مفرد من الفلور مع الأوربيتال (1s) الذى يحتوى على إلكترون مفرد من الهيدروجين.



هيدروجين $_1H$ فلور $_9F$

لاحظ

1. بنيت نظرية رابطة التكافؤ على نتائج ميكانيكا الكم و تغيرت النظرة الى الإلكترون من كونه مجرد جسيم مادى سالب يسير فى مدارت محددة الى كونه جسيم مادى له خواص موجية يحتمل تواجده فى اى منطقة من الفراغ المحيط بالنواة .
2. ابقت نظرية رابطة التكافؤ على صورة الذرات التى تقترب من بعضها لتكوين الرابطة التساهمية .

[3] نظرية الأوربيتالات الجزيئية

الجزيء وحدة واحدة أو ذرة كبيرة متعددة الأنوية يحدث فيها تداخل بين جميع الأوربيتالات الذرية لتكوين أوربيتالات جزيئيه.

ملحوظة قلبوظة:

- يرمز للأوربيتالات الجزيئية بالرمز سيجما σ وباى π ودلتا δ ...... الخ.
- يرمز للأوربيتالات الذرية النقية بـ s , p ,d , f .
- يرمز للأوربيتالات الذرية المهجنة بالرموز sp^3 , sp^2 , sp

[1] الرابطة سيجما :ـ

تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية الموجودة على خط واحد مع بعضها بالرأس فيحدث أقصى تداخل لذلك فهى رابطة قوية صعبة الكسر.

[2] الرابطة باى :ـ

تنشأ من تداخل الأوربيتالات الذرية المتوازية مع بعضها بالجنب فيحدث تداخل ضعيف لذلك فهى سهلة الكسر

نظرية تنافر ازواج الكترونات التكافؤ

تتوزع ازواج الإلكترونات (حرة و مرتبطة) فى الفراغ حول الذرة المركزية بحيث يكون التنافر بينها اقل ما يمكن لتكوين الشكل الأكثر ثباتا للجزئ .

لاحظ :

- الرمز A يمثل الذرة الركزية .
- الرمز X يمثل الذرات المرتبطة (ازواج الإرتباط)
- الرمز E يمثل ازواج الإلكترونات الحرة .

ركز جامد فى النقطة اللى جايه :

شكل الجزئ و ترتيب ازواج الإلكترونات يتحدد من مجموع ازواج الكترونات الإرتباط و الأزواج الحرة حول الذرة المركزية اى انه اذا كان :

❖ المجموع حول الذرة المركزية = 2

- ✓ كان الشكل خطى و يرمز له بالرمز AX_2 مثل مركب Bef_2 او مركب CO_2 و ترتيب ازواج الإلكترونات خطى و يتكون من 2 زوج ارتباط و صفر زوج حر.

❖ المجموع حول الذرة المركزية = 3

- ✓ الشكل مثلث مستوى و يرمز له بالرمز AX_3 مثل مركب BF_3 و ترتيب ازواج الإلكترونات مثلث مستوى و يتكون من 3 زوج ارتباط و صفر زوج حر .
- ✓ أو الشكل زاوى و يرمز له بالرمز AX_2E مثل مركب SO_2 و ترتيب ازواج الإلكترونات مثلث مستوى و يتكون من 2 زوج ارتباط و واحد زوج حر .

❖ المجموع حول الذرة المركزية = 4

- ✓ الشكل هرم رباعى الأوجه و يرمز له بالرمز AX_4 مثل مركب CH_4 و ترتيب ازواج الإلكترونات رباعى الأوجه و يتكون من 4 زوج ارتباط و صفر زوج حر .
- ✓ الشكل هرم ثلاثى القاعدة و يرمز له بالرمز AX_3E مثل مركب NH_3 و ترتيب ازواج الإلكترونات هرم رباعى الأوجه و يتكون من 3 زوج ارتباط و واحدر زوج حر
- ✓ الشكل زاوى و يرمز له بالرمز AX_2E_2 مثل مركب H_2O و ترتيب ازواج الإلكترونات هرم رباعى الأوجه و يتكون من 2 زوج ارتباط و 2 زوج حر .

وضح بالرسم التخطيطى بطريقة لويس النقطية ارتباط النيتروجين مع الهيدروجين لتكوين جزئ النشادر NH_3 ؟؟.

```
                          H
          .               I       □
3H .   +  . N .   →   H -- N -- H
          ..              ..
```

- ✓ عدد ازواج الارتباط = 3
- ✓ عدد الازواج الحرة = 1

ا رسم تركيب جزئ الهيدرازين N_2H_4 موضحا عليه التوزيع النقطى لأزواج الإلكترونات الحرة و المرتبطة .

```
                               H    H
             .                 I    I      □
4H .   +  2 . N .   →   H -- N -- N -- H
             ..                ..   ..
```

- ✓ عدد ازواج الارتباط = 5
- ✓ عدد الازواج الحرة = 2

استنتج عدد كل من ازواج الإرتباط و الأزواج الحرة وكذلك ترتيب ازواج الإلكترونات للجزئ الذى له الإختصار AX_2E

- ✓ عدد ازواج الإرتباط = 2 .
- ✓ عدد الأزواج الحرة = 1
- ✓ ترتيب ازواج الإلكترونات للجزئ مثلث مستوى .

حدد الشكل الفراغى للجزئ الذى يحتوى على 2 زوج ارتباط و 2 زوج حر مع كتابة الإختصار المعبر عنه.

الاختصار المعبر عنه : AX_2E_2

الشكل الفراغى : زاوى

- ✓ ترتيب ازواج الإلكترونات للجزئ هرم رباعى الأوجه .

علل : تتحكم ازواج الألكترونات الحرة فى تحديد قيم الزوايا بين الروابط فى الجزئ ؟؟

ج : لأن زوج الإلكترونات الحر يكون مرتبطا بجهة بالذرة المركزية و يكون منتشرا فى الفراغ من الجهة الأخرى ، بينما زوج الارتباط يكون مرتبطا من جهتيه بنواتى الذرتين المرتبطتين .

ملاحظات :

1. كلما زاد عدد ازواج الالكترونات الحرة - E - يزيد التنافر بين فيما بينها و تقل الزوايا بين الروابط التساهمية .
2. التنافر بين زوج حر و زوج حر > التنافر بين زوج حر و زوج ارتباط > التنافر بين زوج ارتباط و زوج ارتباط .

كيف يمكنك تفسير صغر الزوايا بين الروابط التساهمية فى الماء عن الأمونيا عن الميثان

فى ضوء نظرية تنافر ازواج الأكترونات ؟؟.

الماء :

التنافر كبير لأنه بين زوج و زوج حر فتقل الزوايا حتى تصبح 105 درجة .

النشادر :

التنافر اصغر لأنه بين زوج حر و زوج ارتباط فتزيد الزوايا قليلا حتى تصبح 107 درجة.

الميثان :

التنافر اقل منهما لأنه بين زوج ارتباط و زوج ارتباط أخر فتزيد الوزايا حتى تصبح 109 درجة

علل :جزئ CO_2 غير قطبى بالرغم من انه يتضمن رابطتين قطبيتين ؟؟.

لأن الشكل الخطى للجزئ يؤدى الى ان كل رابطة تلاشى التاثير القطبى للرابطة الأخرى فتكون حصلة عزم الإزدواج يساوى صفرا .

☐
☐
☐
☐
☐

التهجين

هو اتحاد أو تداخل بين أوربيتالين مختلفين أو أكثر لنفس الذرة و ينتج عنه أوربيتالات ذرية جديدة تعرف بالأوربيتالات المهجنة .

شروط التهجين :

1. يحدث التهجين بين أوربيتالات نفس الذرة.
2. يحدث التهجين بين الأوربيتالات القريبة من بعضها فى الطاقة .
3. عدد الأوربيتالات المهجنة = عدد الأوربيتالات الداخلة فى التهجين و تاخذ رموزها

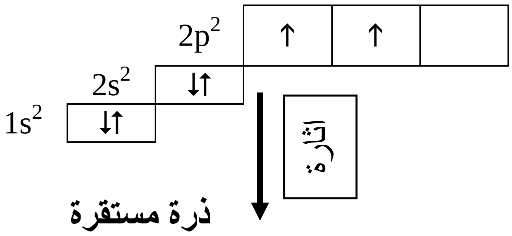
ملحوظة :

الأوربيتالات المهجنة أكثر بروزا للخارج حتى تزيد قدرتها على التداخل أكبر من قدرة الأوربيتالات العادية .

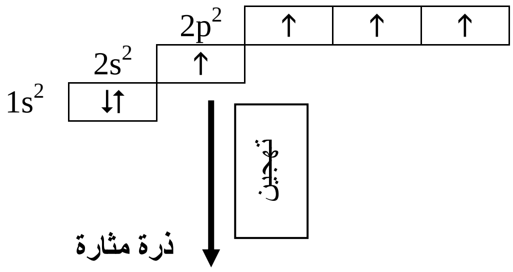
أنواع التهجين:ـ مثال ذرة الكربون

المقارنة	sp^3	Sp^2	sp
الأوربيتالات الداخلة فى التهجين	أوربيتال (s) مع ثلاثة أوربيتالات من (2p)	أوربيتال (s) من مع 2 أوربيتال من (2p)	أوربيتال من (2s) مع أوربيتال من (2p)
الأوربيتالات المهجنة	4 أوربيتالات (sp^3)	3 أوربيتالات (sp^2)	2 أوربيتال (sp)
الزوايا بين الأوربيتالات المهجنة	109,5 درجة لتقليل قوى التنافر وتصبح أكثر استقرارا	120^5 لتقليل قوى التنافر وتصبح أكثر استقرارا	180^5 لتقليل قوى التنافر وتصبح أكثر استقرارا
الشكل الفراغى	هرم رباعى الأوجه	مثلث مستوى	خطى
مثال الكربون فى	الميثان	الإيثيلين	الأستيلين

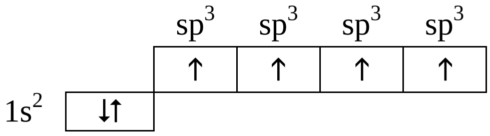
كيف فسرت نظرية رابطة التكافؤ تكوين الروابط فى جزئ الميثان



1- ذرة الكربون فى الحالة الذرية تحتوى على 2 الكترون مفرد فى المستوى الفرعى P و نحن نحتاج الى 4 الكترونات مفردة.



2- تحدث اثارة لذرة الكربون بإكسابها قدر قليل من الطاقة فينتقل الكترون من المستوى الفرعى 2S الى المستوى الفرعى 2P و يصبح لدينا 4 اوربيتالات تحتوى على الكترونات مفردة ولكنها مختلفة فى الشكل والطاقة.



3- يحدث اتحاد (تهجين) بين أوربيتال من S مع 3 أوربيتال من P و يتكون 4 اوربيتالات جديدة متماثلة فى الشكل و الطاقة كل منها يسمى SP^3.

4- تتم الرابطة التساهمية بتداخل من تداخل أوربيتال من S فى ذرة الهيدروجين مع اوربيتال SP^3 فى ذرة الكربون.

الميثان يحتوى على 4 روابط سيجما متكافئة فى الشكل و الطاقة تتكون كل رابطة من تداخل أوربيتال من S فى ذرة الهيدروجين مع اوربيتال SP^3 فى ذرة الكربون.

تعريف خطير و بيجى كتيييييير فى الإمتحانات :

ذرة كربون مثارة : هى ذرة تحتوى على 4 إلكترونات مفردة.

كيف فسرت نظرية الأوربيتالات الجزيئية تكوين الروابط فى جزئ الإيثلين

يحدث تهجين sp^2 فى كل ذرة كربون و تحدث الروابط الأتية :

بين ذرتى الكربون رابطة ثنائية :

رابطة واحدة σ قوية بين الأوربيتالين SP^2 .

رابطة واحدة π باى ضعيفة بين الأوربيتالين $2P_z$.

بين كل ذرة كربون والهيدروجين :

4 روابط σ قوية بين : الأوربيتال 1S من ذرة الهيدروجين و الأوربيتال SP^2 من ذرة الكربون

كيف فسرت نظرية الأوربيتالات الجزيئية تكوين الروابط فى جزئ الأستلين :

يحدث تهجين sp ثم تتم الروابط الأتية :

بين ذرتى الكربون رابطة ثلاثية :

رابطة واحدة σ قوية بين الأوربيتالين SP .

رابطة π باى بين الأوربيتالين $2P_y$.

رابطة π باى بين الأوربيتالين $2P_z$.

بين كل ذرة كربون والهيدروجين :

رابطتين σ قوية بين : الأوربيتال 1S من ذرة الهيدروجين و الأوربيتال sp من ذرتى الكربون

الرابطة التناسقية (تتكون بين أيون و جزئ)

تتكون بين ذرتين إحداهما ذرة مانحة تحتوى على زوج أو اكثر من الإلكترونات الحرة و الثانية ذرة مستقبلة تحتوى على أوربيتال فارغ.

ملحوظة قلبوظة تعتبر الرابطة التناسقية نوعا خاصا من الرابطة التساهمية.

سؤال خطير !!!!!!

قارن بين الرابطة التساهمية و الرابطة التناسقية من حيث منشأ زوج الإلكترونات المكون لكل منهما

الرابطة التساهمية	الرابطة التناسقية
فمصدر زوج الإلكترونات يكون الذرتين المشاركتين فى تكوين الرابطة	فمصدر زوج الإلكترونات الحر يكون الذرة المانحة فقط .

مثال 1 : تكوين أيون الهيدرونيوم (H_3O^+)

أيون الهيدرونيوم :

هو الأيون الناتج من ذوبان الأحماض فى الماء حيث يرتبط أيون الهيدروجين الموجب مع جزئ الماء المتعادل .

ايون الهيدرونيوم $(H_3O)^+$ <----------- $H_2O: + H^+$

س : علل :لا يوجد أيون الهيدروجين الناتج من تأين الأحماض فى محاليلها المائية منفردا ؟؟.

ج : لأنه ينجذب إلى زوج الإلكترونات الحر الموجود على ذرة الأكسجين فى جزئ الماء ويرتبط مع جزئ الماء برابطة تناسقية.

مثال 2 : تكوين أيون الأمونيوم (NH_4^+)

أيون الأمونيوم

هو الأيون الناتج عندما يرتبط أيون الهيدروجين الموجب مع جزئ النشادر المتعادل .

ايون الأمونيوم $H_3N: + H^+$ --------------> $(NH_4)^+$

ملاحظات خطيرة جدا جدا جدا

1. أيون الأمونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :

- ✓ 3 روابط تساهمية قطبية بين النيتروجين و الهيدروجين فى جزئ النشادر.
- ✓ رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين جزئ النشادر.

2. أيون الهيدرونيوم يحتوى على نوعين من الروابط هما :

- ✓ رابطتين تساهميتين قطبيتين بين الأكسجين و الهيدروجين فى جزئ الماء.
- ✓ رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين و زوج الإلكترونات من ذرة الأكسجين فى جزئ الماء

3. أى مركب فيه كلمة أمونيوم (كلوريد أمونيوم مثلا) لابد أن يحتوى على 3 أنواع من الروابط هى :

- ✓ 3 روابط تساهمية قطبية بين ذرة النيتروجين و ذرة الهيدروجين فى جزئ النشادر.
- ✓ رابطة تناسقية بين أيون الهيدروجين و جزئ النشادر.
- ✓ رابطة أيونية بين أيون الأمونيوم الموجب و الأيون السالب المرتبط معه.

الرابطة الهيدروجينية

رابطة تنشأ بين ذرة هيدروجين مرتبطة برابطة قطبية (مثل H-F , H-O , N-H) مع زوج من الإلكترونات الحر لذرة اخرى مرتبطة سالبيتها الكهربية مرتفعة مثل N , F , O

ملاحظات خطيرة جدا جدا

1. تتكون الرابطة الهيدروجينية بين جزيئات المركبات القطبية فقط مثل فلوريد الهيدروجين و كلوريد الهيدروجين و الماء و النشادر.

2. تزداد قوة الرابطة الهيدروجينية :

- كلما زاد الفرق فى السالبية الكهربية بين العنصر والهيدروجين فى المركب القطبى.
- عندما تقع الروابط الهيدروجينية على استقامة واحدة مع الروابط التساهمية القطبية كما فى جزئ الما و جزئ فلوريد الهيدروجين .

3. كلما زادت قوة الرابطة الهيدروجينية زادت الطاقة الحرارية اللازمة للتغلب عليها فتزيد درجة الغليان و التجمد .

4. الرابطة الهيدروجينية أضعف كثير و اكثر طولا من الرابطة التساهمية.

5. المركبات ذات الروابط الهيدروجينية جزيئاتها قد تكون على شكل خط مستقيم أو حلقة مغلقة أو شبكة مفتوحة.

سؤال فى السريع (إختار)

من المركبات التى لا تكون روابط هيدروجينية ــــــــــــــ

(الماء ــ كلوريد الهيدروجين ــ النشادر ــ الميثان)

سؤال لذيذ : رتب المواد الأتية حسب درجة الغليان :

الماء ــ النشادر ــ فلوريد الهيدروجين ــ كلوريد الهيدروجين !!!!!!

ج : فلوريد الهيدروجين > الماء > كلوريد الهيدروجين > النشادر لأن فرق السالبية الكهربية بين الفلور و الهيدروجين أكبر من فرق السالبية الكهربية بين الأكسجين و الهيدروجين أكبر من فرق السالبية الكهربية الكلور و الهيدروجين أكبر من فرق السالبية الكهربية بين النيتروجين و الهيدروجين.

س : علل : شذوذ خواص الماء ؟؟.

س : علل : ارتفاع درجة غليان الماء رغم انه مركب تساهمى ؟؟.

س : علل : الماء عندما يتجمد يزيد حجمه ؟؟.

س : علل : لا تتناسب درجة غليان الماء مع كتلته الجزيئية ؟؟.

س : علل : درجة غليان الماء كتلته الجزيئية 18 جم / مول اعلى درجة غليان كبريتيد الهيدروجين كتلته الجزيئية 34 جم / مول ؟؟.

ج : بسبب وجود الروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء والتى تحتاج إلى طاقة حرارية أكثر للتغلب عليها .

الرابطة الفلزية

مقدمة خطيرة :

لكل فلز شبكة بلورية لها شكل معين تترتب فى هذه الشبكة أيونات الفلز الموجبة أما إلكترونات مستوى الطاقة الخارجى لكل ذرة فتتجمع معا مكونة سحابة إلكترونية حرة الحركة تربط هذا التجمع الكبير بين الأيونات الفلزية الموجبة.

الرابطة الفلزية

رابطة تنتج من سحابة إلكترونات التكافؤ الحرة التى تقلل من قوى التنافر بين أيونات الفلز الموجبة فى الشبكة البلورية.

ملاحظات:-

- وكلما زادت إلكترونات التكافؤ زادت قوة الرابطة الفلزية .
- وكلما زادت قوة الرابطة الفلزية زادت الصلابة وارتفعت درجة الانصهار و الغليان و التوصيل الحرارى و الكهربى
- .إلكترونات التكافؤ هى المسئولة عن التوصيل الحرارى والكهربى للفلزات.

الفلز	توزيعه الإلكترونى	إلكترونات التكافؤ	الصلابة على مقياس مود
$_{11}Na$	2, 8, 1	1	لين 0.5
$_{12}Mg$	2, 8, 2	2	طرى 2.5
$_{13}Al$	2, 8, 3	3	صلب 2.25

- الألومنيوم $_{13}Al$ أكثر صلابة من الصوديوم $_{11}Na$ لأن الألومنيوم به 3 إلكترونات للتكافؤ و يكون رابطة فلزية قوية بينما الصوديوم يحتوى على إلكترون واحد للتكافؤ و يكون رابطة فلزية ضعيفة .
- الفلزات الإنتقالية أكثر صلابة وأعلى فى درجة الانصهار والغليان من الفلزات الأخرى لأن عدد إلكترونات التكافؤ بها أكبر .

الباب الرابع : العناصر الممثلة فى بعض المجموعات المنتظمة

المجموعات المنتظمة :

هى المجموعات التى تظهر عناصرها تدرجا منتظما فى خواصها لا نجده فى العناصر الإنتقالية

العناصر الممثلة:ـ تشمل عناصر:ـ

الفئة S		الفئة P				
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A

لاحظ :

1. المجموعة 1A تسمى بالأقلاء او الفلزات القلوية.
2. المجموعة 2A تسمى بالأقلاء الأرضية او الفلزات القلوية الأرضية.
3. المجموعة 1A تسمى بالهالوجينات (مكونات الأملاح).

أولا: عناصر الفئة (S)

مثال: عناصر المجموعة الأولى (الأقلاء)

لاحظ : انه تم استبعاد الهيدروجين من الدراسة فى هذه المجموعة لأنه لافلز غاز و حجمه صغير.

الرمز	التوزيع الإلكترونى
$_{3}Li$	$[_{2}He]\ 2s^1$
$_{11}Na$	$[_{10}Ne]\ 3s^1$
$_{19}K$	$[_{18}Ar]\ 4s^1$
$_{37}Rb$	$[_{36}Kr]\ 5s^1$
$_{55}Cs$	$[_{54}Xe]\ 6s^1$
$_{87}Fr$	$[_{86}Rn]\ 7s^1$

علل : تسمى عناصر المجموعة الأولى بالأقلاء ؟!.

ج : لأن أكاسيدها تذوب فى الماء مكونه قلويات.

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

$$Li_2O + H_2O \longrightarrow 2LiOH$$

$$K_2O + H_2O \longrightarrow 2KOH$$

وحشنا التاريخ و الله ، يلا نديها حبة تاريخ :

1. علماء المسلمين أول من أطلقوا اسم (قلى) على مركبات الصوديوم و البوتاسيوم.
2. علماء أوربا نقلو تلك التسمية لتصبح قلويات لتشمل جميع عناصر المجموعة الأولى 1A

وجودها فى الطبيعة :-

1 الصوديوم:- يحتل الترتيب السادس من حيث الانتشار فى القشرة الأرضية.

- ✓ أهم خاماته: الملح الصخرى (NaCl) .

2 البوتاسيوم:- يحتل الترتيب السابع من حيث الانتشار فى القشرة الأرضية.

- ✓ أهم خاماته: كلوريد البوتاسيوم (KCl) الموجود فى :

أ- ماء البحر.

ب- رواسب الكارناليت $[KCl.MgCl_2.6H_2O]$ و يسمى خليط من كلوريد البوتاسيوم و كلوريد الماغنسيوم المتهدرت .

3 الفرانسيوم:-

- عنصر مشع فترة عمر النصف له 20 دقيقة فقط .
- يشبه عنصر السيزيوم .
- ينتج تحلل عنصر الأكتنيوم $({}_{89}Ac^{227})$ بفقد جسيم ألفا $({}_{2}He^{4})$:

$${}_{89}Ac^{227} \longrightarrow {}_{87}Fr^{223} + {}_{2}He^{4}$$

الخواص العامة لعناصر المجموعة الأولى (A)

1 تحتوى على واحد إلكترون فى مستوى الطاقة الأخير وهذا أدى الى :

- ❖ تقع فى بداية كل دورة و عدد تأكسدها (+1).
- ❖ نشطة كيميائيا لسهولة فقد إلكترون التكافؤ.
- ❖ معظم مركباتها أيونية و هى عوامل مختزلة قوية جدا
- ❖ أكثر الفلزات ليونة وأقلها فى الصلابة و درجة الإنصهار والغليان .

---

2 أكبر أكبر عناصر الجدول الدورى حجما و يزداد الحجم الذرى فى المجموعة بزيادة العدد الذرى مما أدى الى:-

- تعتبر أعلى الفلزات إيجابية كهربية ونشاط كيميائى "علل" بسبب صغر جهد تأينها و كبر نصف قطرها فيقل جذب النواة لإلكترون التكافؤ فيسهل فقد الإلكترون .
- قلة كثافتها و صغر ساليبيتها الكهربية ولذلك تكون روابط أيونية قوية.
- تستخدم عناصرها فى الخلايا الكهروضوئية مثل البوتاسيوم و السيزيوم بسبب كبر احجامها و صغر جهد تاينها .

(3) عند إثارة إلكترونات ذرات هذه العناصر إلى مستويات طاقة أعلى فإنها تعطى الألوان المميزة لهذه العناصر.

العنصر	الليثيوم	الصوديوم	البوتاسيوم	السيزيوم
اللون المميز	قرمزى	أصفر ذهبى	بنفسجى فاتح	أزرق بنفسجى

(4) تحفظ تحت الهيدروكربونات سائلة مثل الكيروسين (علل) لعزلها عن الهواء والرطوبة بسبب نشاطها الكيميائى.

الظاهرة الكهروضوئية:-

هى ظاهرة تحرر الإلكترونات من أسطح فلزات الأقلاء عند سقوط الضوء عليها.

الكشف الجاف :

الكشف عن عناصر الأقلاء أو التفرقة بين عناصر الأقلاء و مركباتها !!!!!!!

كل ده من خلال تجربة مهمة جدا ،

كيف تفرق بين كبريتات الصوديوم و كبريتات البوتاسيوم ؟؟.

ج : بتجربة الكشف الجاف: (كشف اللهب)

طريقة الكشف :-

1. نغمس سلك من البلاتين فى حمض الهيدروكلوريك المركز لتنقيته.
2. ثم نغمس السلك فى الملح المجهول و نعرضه للهب بنزن غير المضىء.
3. يكتسب اللهب اللون المميز لكاتيون العنصر.

الملاحظة و الإستنتاج :

إذا كان اللون أصفر ذهبى يكون كبريتات الصوديوم و إذا كان بنفسجى فاتح يكون كبريتات البوتاسيوم.

اصحى ياعم النايم !!! تعليلات خطيرة بجد

فلزات عناصر المجموعة الأولى عوامل مختزلة قوية ؟؟.

ج : بسبب صغر جهد تأينها و سهولة فقد إلكترونات التكافؤ و تحدث لها عملية أكسدة .

عناصر الأقلاء أكثر عناصر الجدول الدورى ليونة ؟؟.

عناصر الأقلاء منخفضة فى درجة الغليان و الإنصهار ؟؟.

ج : لضعف الرابطة الفلزية التى تكونها لأنها تحتوى على واحد إلكترون فى مستوى الطاقة الأخير.

استخدام السيزيوم فى الخلايا الكهروضوئية ؟؟.

ج : لكبر نصف قطره وصغر جهد تأينه وبالتالى يسهل تحرر إلكترونات التكافؤ عند سقوط الضوء عليه.

يحفظ الصوديوم تحت سطح الكيروسين ؟؟.

ج : لمنع تفاعله مع الهواء و الرطوبة بسبب نشاطه الكيميائى الكبير.

جهد التأين الأول لعناصر الأقلاء منخفض و جهد التأين الثانى مرتفع جدا ؟؟.

ج : جهد التأين الأول منخفض لكبر نصف قطرها وسهولة فقد إلكترون التكافؤ أى نحتاج الى طاقة صغيرة لفصله ، بينما جهد التأين الثانى مرتفع جدا لأنه يتطلب كسر مستوى طاقة مكتمل.

الخواص الكيميائية

مخطط لأهم تفاعلات الصوديوم

Na + صوديوم

- $+ O_2$ (300) → Na_2O_2
- $+ 2H_2O$ ($- H_2$) → $2NaOH$
  - $+ HCl$ → $NaCl + H_2O$
  - $+ H_2SO_4$ → $Na_2SO_4 + H_2O$
- $+2H_2O$ ($+ H_2$) → $2NaH$
- $+2HCl$ → $NaCl + H_2$
- $+ S$ → Na_2S
- $+Cl_2$ → $2NaCl$
- $+P$ → Na_3P

مخطط لأهم تفاعلات البوتاسيوم :

K بوتاسيوم

- $+Br_2$ → KBr
- $+P$ → K_3P فوسفيد بوتاسيوم
- $+2O_2$ (300) → $4KO_2$ $\xrightarrow[CuCl_2]{2CO_2}$ $2K_2CO_3 + 3O_2$

استخدام سوبر أكسيد البوتاسيوم فى تنقية الهواء فى الأماكن المغلقة

مخطط تفاعلات الليثيوم :

Li ليثيوم

- $+H_2$ → $2LiH$ هيدريد ليثيوم
- $+N_2$ → $2Li_3N$ $\xrightarrow{+3H_2O}$ $3LiOH + NH_3$
- $+O_2$ (180) → Li_2O أكسيد ليثيوم

[1] مع الهواء الجوى :ـ

تصدأ فى الهواء بسهولة وتفقد بريقها اللامع لتكوين طبقة من الأكسيد .

[2] مع النيتروجين:ـ

الوحيد الذى يتحد معه هو الليثيوم مكونا نيتريد الليثيوم الذى يتحلل مائيا مكونا النشادر و هيدروكسيد الليثيوم.

[3] مع الماء:

تحل عناصر الأقلاء محل هيدروجين الماء و تنطلق طاقة حرارية تؤدى إلى اشتعال الهيدروجتن المتصاعد بفرقعة .

$2Na + 2HOH \rightarrow 2NaOH + H_2 +$ طاقة

علل : لا تطفأ حرائق الصوديوم بالماء ؟؟.

علل : لا يحفظ الصوديوم تحت سطح الماء ؟؟.

علل : لا تجرى تفاعلات الصوديوم مع الماء فى المعمل المدرسى ؟؟.

ج : لأن الصوديوم يحل محل هيدروجين الماء و تنطلق طاقة حرارية تؤدى إلى اشتعال الهيدروجين المتصاعد بفرقعة .

$2Na + 2HOH \longrightarrow 2NaOH + H_2 +$ طاقة

---

[4] مع الأكسجين الدنيا هيصة على الأخر

تتفاعل الأقلاء مع الأكسجين فى وجود حرارة ويتكون 3 أنواع من الأكاسيد هى :

1. الأكسيد العادى O^{-2} مع الليثيوم (180 درجة) (عدد تأكسد الأكسجين –2)
2. فوق أكسيد $(O_2)^{-2}$ مع الصوديوم (300 درجة) (عدد تأكسد الأكسجين –1)
3. سوبر أكسيد $(O_2)^{-1}$ مع البوتاسيوم و اللى بعد عند درجة حرارة (300 درجة) (عدد تأكسد الأكسجين – ½)

يا حلاوتك يا سوبر أكسيد

يستخدم فى تنقية الأجواء المغلقة مثل الغواصات و الطائرات من ثانى أكسيد الكربون و يستبدله بالأكسجين.

$$4KO_2 + 2CO_2 \xrightarrow{CuCl_2 \text{ / عامل حفاز}} 2K_2CO_3 + 3O_2$$

س : علل : يستخدم سوبر أكسيد البوتاسيوم فى تنقية الأجواء المغلقة ؟؟.

ج: ____

____________________________________ (إوعى تنسى المعادلة)

.

ملاحظات:-

1. يمكن تحضير أكاسيد هذه العناصر بإذابة الفلز فى غاز النشادر المسال ثم إضافة الكمية المحسوبة من الأكسجين.
2. الأكسيد المثالى لهذه العناصر هو الأكسيد العادى (X_2O) مثل Na_2O.
3. أكاسيد الأقلاء أكاسيد قاعدية قوية تتفاعل مع الماء منتجة أقوى القلويات ما عدا اكسيد الليثيوم.
4. تستخدم مركبات فوق الأكسيد و السوبر اكسيد كعوامل مؤكسدة قوية (علل) لأنها تتفاعل مع الأحماض و مع الماء و تعطى فوق اكسيد الهيدروجين و الأكسجين.
5. الهيدريدات مركبات أيونية تتحلل كهربيا ويتصاعد الهيدروجين عند المصعد. عدد تأكسد الهيدروجين فى الهيدريدات (-1) .

[5] أثر الحرارة على الأملاح الأكسجينية للأقلاء:-

1. جميع كربونات الأقلاء لا تنحل بالحرارة ماعدا كربونات الليثيوم ينحل عند 1000^0

$$Li_2CO_3 \xrightarrow{1000\ ^\circ c} Li_2O + CO_2$$

Na_2CO_3 ----------------> تنصهر و لا تنحل

2. تنحل نترات الأقلاء انحلالا جزئيا إلى نيتريت الفلز و الأكسجين.

$$2NaNO_3 \xrightarrow{Heat} 2NaNO_2 + O_2$$

$$2KNO_3 \xrightarrow{Heat} 2KNO_2 + O_2$$

س : علل : تستخدم نترات البوتاسيوم فى صناعة البارود ؟؟.

ج :لأن انحلالها الحرارى يصاحبه انفجار شديد + المعادلة

س : علل : لا تستخدم نترات الصوديوم فى صناعة البارود ؟؟.

ج : لأنها مادة متميعة تمتص بخار الماء من الهواء + المعادلة .

مشكلة عويصة جدا

استخلاص فلزات الأقلاء من خاماتها

أسباب المشكلة :

1. عناصر الأقلاء لا توجد منفردة - علل - لأنها نشطة كيميائيا .
2. عناصر الأقلاء توجد فى شكل مركبات أيونية .
3. يصعب الحصول على الأقلاء بالطرق الكيميائية لصعوبة إرجاع الإلكترون المفقود

حل المشكلة

بالتحليل الكهربى لمصهور هاليداتها فى وجود بعد المواد الصهارة التى تخفض درجة انصهار هذه الهاليدات .

عند المهبط (الكاثود) $2Na^+ + 2e \rightarrow 2Na$

عند المصعد (الأنود) $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e$

س : علل : صعوبة استخلاص عناصر الإقلء بالطرق المعتادة ؟؟.

ج : لصعوبة إرجاع الإلكترون المفقود منها لأنها عوامل مختزلة قوية .

أشهر مركبات الصوديوم

[1] هيدروكسيد الصوديوم NaOH

[ب] أهم خواصه:-

1. مركب صلب لونه أبيض متميع .
2. لها ملمس صابونى و تأثيره كاوٍ على الجلد.
3. يذوب فى الماء مكونا محلولا قلويا وذوبانه طارد للحرارة لأنه مصحوب بإنبعاث طاقة حرارية .
4. يتفاعل مع الأحماض مكونا ملح الصوديوم للحمض والماء:-

مع حمض الهيدروكلوريك:-

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

مع حمض الكبريتيك:-

$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

[ج] أهم استخداماته:-

1- يدخل فى كثير من الصناعات: (الصابون – الورق – الحرير الصناعى)
2- تنقية البترول من الشوائب الحامضية .
3- الكشف عن الشقوق القاعدية (الكاتيونات) بسبب ترسب هيدروكسيدات الفلزات التى لها ألوان مميزة مثل :-

[أ] الكشف عن كاتيون النحاس (Cu^{2+}) :-

عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم الى أملاح النحاس (كبريتات النحاس) يتكون راسب أزرق من هيدروكسيد النحاس لايذوب فى الماء و يسود بالتسخين بسبب تكوين أكسيد النحاس الإسود .

$$CuSO_4 + 2NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$$

راسب أزرق

$$Cu(OH)_2 \xrightarrow{Heat} CuO \downarrow + H_2O$$

راسب إسود

س : علل : يتكون راسب أزرق يسود بالتسخين عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم الى كبريتات النحاس ؟؟. جاوب مع نفسك ....(إوعى تنسى المعادلتين)

[ب] الكشف عن كاتيون الألومنيوم (Al^{3+}) :

عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم الى أملاح الألومنيوم (كلوريد الألومنيوم) يتكون راسب أبيض جيلاتينى من هيدروكسيد الألومنيوم لا يذوب فى الماء و لكنه يذوب فى وفرة من هيدروكسيد الصوديوم بسبب تكوين ميتا ألومينات الصوديوم الذى يذوب فى الماء .

$$AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3 + 3NaCl$$

راسب أبيض

$$Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow NaAlO_2 + 2H_2O$$

ميتا ألومينات الصوديوم

س : علل : يتكون راسب أبيض جيلاتينى عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم الى كلوريد الألومنيوم ، و يزول الراسب عند إضافة المزيد من هيدروكسيد الصوديوم ؟؟.

جاوب مع نفسك ....(إوعى تنسى المعادلتين)

[2] كربونات الصوديوم Na_2CO_3

كربونات الصوديوم المائية تسمى صودا الغسيل وصيغتها: $Na_2CO_3 . 10 H_2O$ وتستخدم فى ازالة عسر الماء المستديم .

عسر الماء المستديم : هو العسر الناتج عن وجود املاح Mg^{+2} , Ca^{+2} ذائبة فى الماء .

طريقة ازالته :

إضافة صودا الغسيل الى الماء حيث تتفاعل مع املاح الكالسيوم و الماغنسيوم و تحولها الى كربونات كالسيوم و كربونات ماغنسيوم وهى مركبات لا تذوب فى الماء فيزول العسر.

$$Na_2CO_3 + CaSO_4 \rightarrow CaCO_3 + Na_2SO_4$$

$$Na_2CO_3 + MgSO_4 \rightarrow MgCO_3 + Na_2SO_4$$

[أ] التحضير فى المعمل

- بإمرار غاز ثانى أكسيد الكربون فى محلول هيدروكسيد الصوديوم الساخن.
- يترك المحلول يبرد تدريجيا حيث تنفصل بلورات كربونات الصوديوم.

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

[أ] التحضير فى الصناعة (طريقة سلفاى)

- إمرار غازى الأمونيا (النشادر) وثانى أكسيد الكربون فى محلول مركز من كلوريد الصوديوم فيتكون بيكربونات الصوديوم .
- بتسخين بيكربونات الصوديوم تتحلل إلى كربونات صوديوم وماء و ثانى أكسيد الكربون

$$NH_3 + CO_2 + H_2O + NaCl \rightarrow NaHCO_3 + NH_4Cl$$

$$2NaHCO_3 \xrightarrow{Heat} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

[ب] أهم خواصها:-

1. مسحوق أبيض يذوب بسهولة فى الماء ومحلوله قاعدى التأثير.
2. تنصهر دون أن تتفكك عند تسخينها.
3. تتفاعل مع الأحماض و يحدث فوران ويتصاعد غاز ثانى أكسيد الكربون

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2$$

ج] أهم الاستخدامات:

1ـ صناعة الزجاج . 2 ـ صناعة الورق .
3ـ صناعة النسيج . 4ـ إزالة عسر الماء .

الدور الكيميائى الحيوى للصوديوم :

1. ايونات الصوديوم من اكثر الأيونات وجودا فى بلازما الدم و المحاليل المحيطة بخلايا الجسم و هى تلعب دورا هاما فى العمليات الحيوية- علل - لأنها تكون الوسط اللازم لنقل المواد الغذائية كالجلوكوز و الأحماض .

لاحظ : من المصادر الطبيعية للصوديوم الخضروات خاصة الكرفس و اللبن و منتجاته .

الدور الكيميائى الحيوى للبوتاسيوم :

1. من اكثر الأيونات انتشارا فى الخلية و هى تلعب دورا هاما فى تخليق البروتينات التى تحكم التفاعل الكيميائى فى الخلية.
2. يلعب البوتاسيوم دورا هاما فى عملية اكسدة الجلوكوز فى الخلية لإنتاج الطاقة اللازمة لنشاط الخلية.

لاحظ : من المصادر الطبيعية للبوتاسيوم اللحوم و اللبن و البيض و الخضروات و الحبوب .

سؤال أساسى فى أى إمتحان :

أذكر أثر الحرارة على كل من :

1ـ كربونات الليثيوم.
2ـ كربونات الصوديوم.
3ـ نترات الصوديوم.
4ـ هيدروكسيد النحاس.
5ـ بيكربونات الصوديوم.

ثانيا: عناصر المجموعة الخامسة (5A)

المجموعة الخامسة عشر :

العنصر	الرمز	التوزيع الإلكترونى	
النيتروجين	$_{7}N$	2, 5	$[_{2}He]\ 2s^2, 2p^3$
الفوسفور	$_{15}P$	2, 8, 5	$[_{10}Ne]\ 3s^2, 3p^3$
الزرنيخ	$_{33}As$	2, 8, 18, 5	$[_{18}Ar]\ 4s^2, 3d^{10}, 4p^3$
الأنتيمون	$_{51}Sb$	2, 8, 18,18, 5	$[_{36}Kr]\ 5s^2, 4d^{10}, 5p^3$
البزموت	$_{83}Bi$	2, 8, 18, 32, 18, 5	$[_{54}Xe]\ 6s^2, 4f^{14}, 5d^{10}, 6p^3$

وجودها فى الطبيعة:-

[1] النيتروجين:- لافلز غاز يمثل 5/4 حجم الهواء الجوى.

[2] الفوسفور:- لافلز صلب و الأكثر انتشارا فى القشرة الأرضية.

أهم خاماته

- ❖ فوسفات الكالسيوم الصخرى : $Ca_3(PO_4)_2$
- ❖ الأباتيت : $CaF_2 . Ca_3(PO_4)_2$ ملح مزدوج لفلوريد و فوسفات الكالسيوم

[3] باقى العناصر نادرة الوجود وهذة أهم خاماتها :

العنصر	الزرنيخ As	الأنتيمون Sb	البزموت Bi
الخام	كبريتيد الزنيخ As_2S_3	كبريتيد الأنتيمون Sb_2S_3	كبريتيد البزموت Bi_2S_3

الخواص العامة لعناصر المجموعة الخامسة (A)

[1] يغلب عليها الطابع اللافلزى :-

تزداد الصفة الفلزية بزيادة العدد الذرى

النيتروجين والفوسفور	الزرنيخ والأنتيمون	البزموت
لافلزات	أشباه فلزات	فلز ضعيف

ملحوظة:- البزموت قدرته على التوصيل الكهربى ضعيفة.

[2] عدد الذرات فى جزئ العنصر فى الحالة البخارية :-

- **النيتروجين :** الجزىء يتكون من ذرتين N_2 .
- **الفوسفور والزرنيخ والأنتيمون :** الجزىء فى الحالة البخارية يتكون من أربع ذرات .
- **البزموت :** الجزىء فى الحالة البخارية يتكون من ذرتين.

س : علل : يشذ البزموت عن باقى الفلزات ؟؟.

ج : لأنه ضعيف التوصيل للتيار الكهربى و يتكون فى الحالة البخارية من ذرتين بينما باقى الفلزات جيدة التوصيل للكهرباء و تتكون فى الحالة البخارية من ذرة واحدة .

[3] أعداد التأكسد:

تتميز بتعدد حالات التأكسد فهى تتراوح من (-3 إلى +5) [علل] لأنها إما أن تكتسب ثلاثة إلكترونات عن طريق المشاركة أو تفقد خمسة إلكترونات.

س : علل : تتميز عناصر المجموعة الخامسة بتعدد حالات تأكسدها ؟؟.

ج : ____

____

ملاحظات:-

- عدد تأكسد النيتروجين فى المركبات الهيدروجينية سالب - علل - لأن السالبية الكهربية للنيتروجين أكبر من السالبية الكهربية للهيدروجين.
- عدد تأكسد النيتروجين فى المركبات الأكسجينية موجب - علل - لأن السالبية الكهربية للأكسجين أكبر من السالبية الكهربية للنيتروجين.

جدول يوضح بعض مركبات عناصر المجموعة الخامسة عشر :

المركب	الصيغة	عدد التأكسد
النشادر	NH_3	3-
الهيدرازين	N_2H_4	2-
هيدروكسيل أمين	NH_2OH	1-
النيتروجين	N_2	صفر
أكسيد النيتروز	N_2O	1+
أكسيد النيتريك	NO	2+
ثالث أكسيد النيتروجين	N_2O_3	3+
ثانى أكسيد النيتروجين	N_2O_4 او NO_2	4+
خامس أكسيد النيتروجين	N_2O_5	5+

ظاهرة التآصل:-

وجود العنصر فى عدة صور تختلف فى خواصها الفيزيائية وتتفق فى الخواص الكيميائية.

ملاحظة :-

- **توجد هذة الظاهرة فى العناصر اللافلزية الصلبة فقط .**

علل : وجود ظاهرة التاصل فى العناصر اللافلزية الصلبة ؟؟.

ج : ترجع ظاهرة التآصل إلى وجود العنصر فى أكثر من شكل بلورى يختلف كل شكل عن الآخر فى ترتيب الذرات وفى عددها.

علل : لا توجد ظاهرة التاصل فى النيتروجين و البزموت ؟؟.

ج : لأن النيتروجين غاز و البزموت فلز ضعيف و هذه الظاهرة لا توجد الا فى العناصر اللافلزية الصلبة

العنصر	الصورة التآصلية
الفوسفور	شمعى أبيض / أحمر / بنفسجى
الزرنيخ	أسود / رمادى / شمعى أصفر
الأنتيمون	أصفر / أسود

[4] مع الأكسجين:ـ

تتكون أكاسيد بعضها حمضى مثل (نيتروجين N_2O_5 و فوسفور P_2O_5) وبعضها مترددمثل (الأنتيمون Sb2O3) وبعضها قلوى مثل (البزموت Bi_2O_5) حيث تزداد الصفة القاعدية للأكسيد وتقل الصفة الحامضية له بزيادة العدد الذرى.

[5] مع الهيدروجين:ـ

تكون عناصر المجموعة الخامسة مع الهيدروجين مركبات هيدروجينية يكون عدد تأكسد العنصر فيها (-3) مثل :

AsH_3	PH_3	NH_3
الأرزين	الفوسفين	النشادر

لاحظ : ان الذرة المركزية لازالت تمتلك زوج من الألكترونات الحرة يمكنها ان تعطيه الى ذرات او ايونات اخرى و تكون روابط تناسقية .

بزيادة العدد الذرى :ـ

1. النشادر اقوى قاعدية من الفوسفين (علل) لأن فرق السالبية الكهربية بين النيتروجين و الهيدروجين اكبر من فرق السالبية الكهربية بين الفوسفور و الهيدروجين .
2. تقل الصفة القطبية لهذه المركبات و لذلك يقل ذوبانها فى الماء.
3. يقل ثباتها فيسهل تفككها بالتسخين الهين.

علل : النشادر اكثر ذوبان فى الماء من الفوسفين ؟؟.

ج : لأن النشادر اقوى قطبية من الفوسفين .

النيتروجين N_2

تحضير النيتروجين فى المعمل :

1 - الطريقة الرئيسية

- نفس الطريقة المتبعة عند تحضير الغاز فى الصناعة على المستوى التجارى -

➢ **يحضر من الهواء الجوى بالتخلص من :**

1. غاز ثانى اكسيد الكربون بإمراره على محلول هيدروكسيد الصوديوم .

$$2NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

2. بخار الماء بإمراره على حمض الكبريتيك المركز.

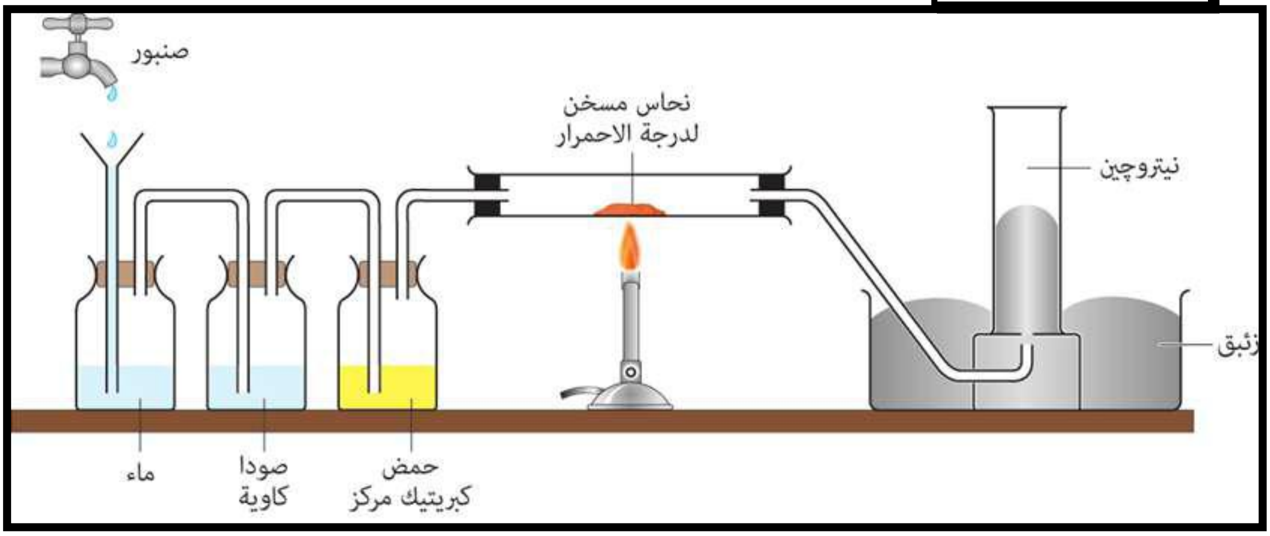
3. الأكسجين بإمراره على خراطه نحاس مسخنه لدرجة الإحمرار

$$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$$

➢ ثم يجمع الغاز بإزاحة الماء الى اسفل (علل) لأنه شحيح الذوبان فى الماء و اقل منه كثافة

➢ او يجمع فوق الزئبق (علل) اذا اريد الحصول عليه جافا .

الجهاز المستخدم :



2 – الطريقة الثانية :

يحضر بتسخين خليط من محلولى نيتريت الصوديوم و كلوريد الأمونيوم فيتكون نيتريت امونيوم الذى يتفكك حراريا الى نيتروجين و ماء.

المعادلات

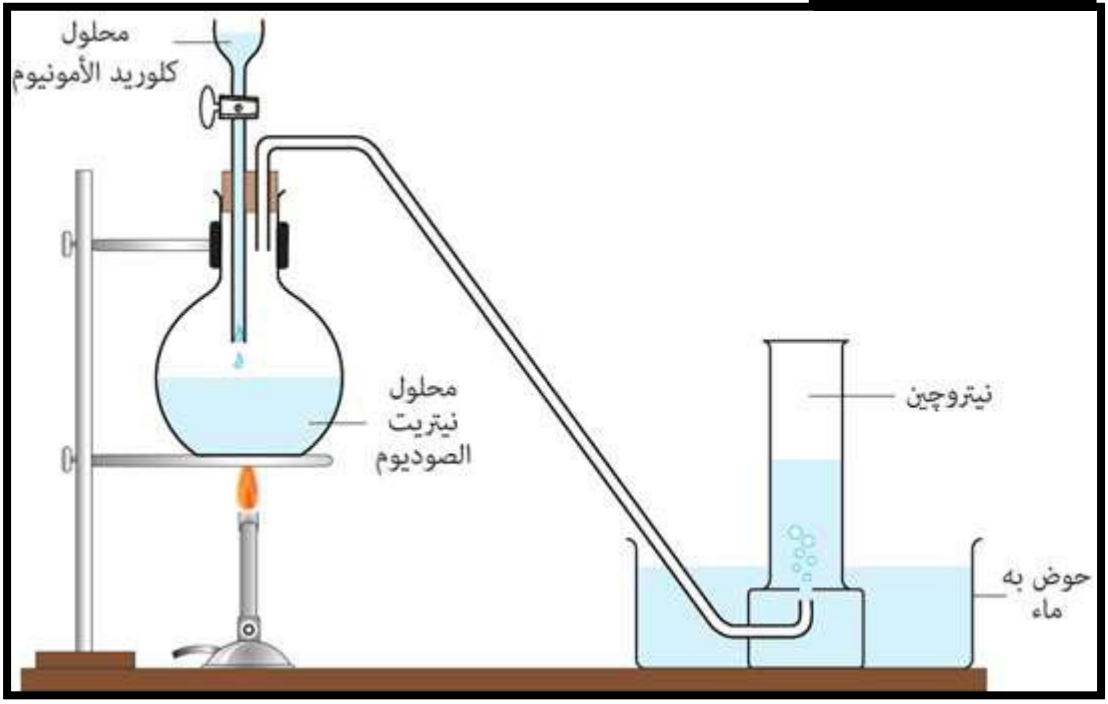
$$NaNO_2 + NH_4Cl \rightarrow NaCl + NH_4NO_2$$

$$NH_4NO_2 \rightarrow 2H_2O + N_2$$

و بجمع المعادلتين السابقتين نجد ان

$$NaNO_2 + NH_4Cl \rightarrow NaCl + 2H_2O + N_2$$

الجهاز المستخدم :



خواص غاز النيتروجين :

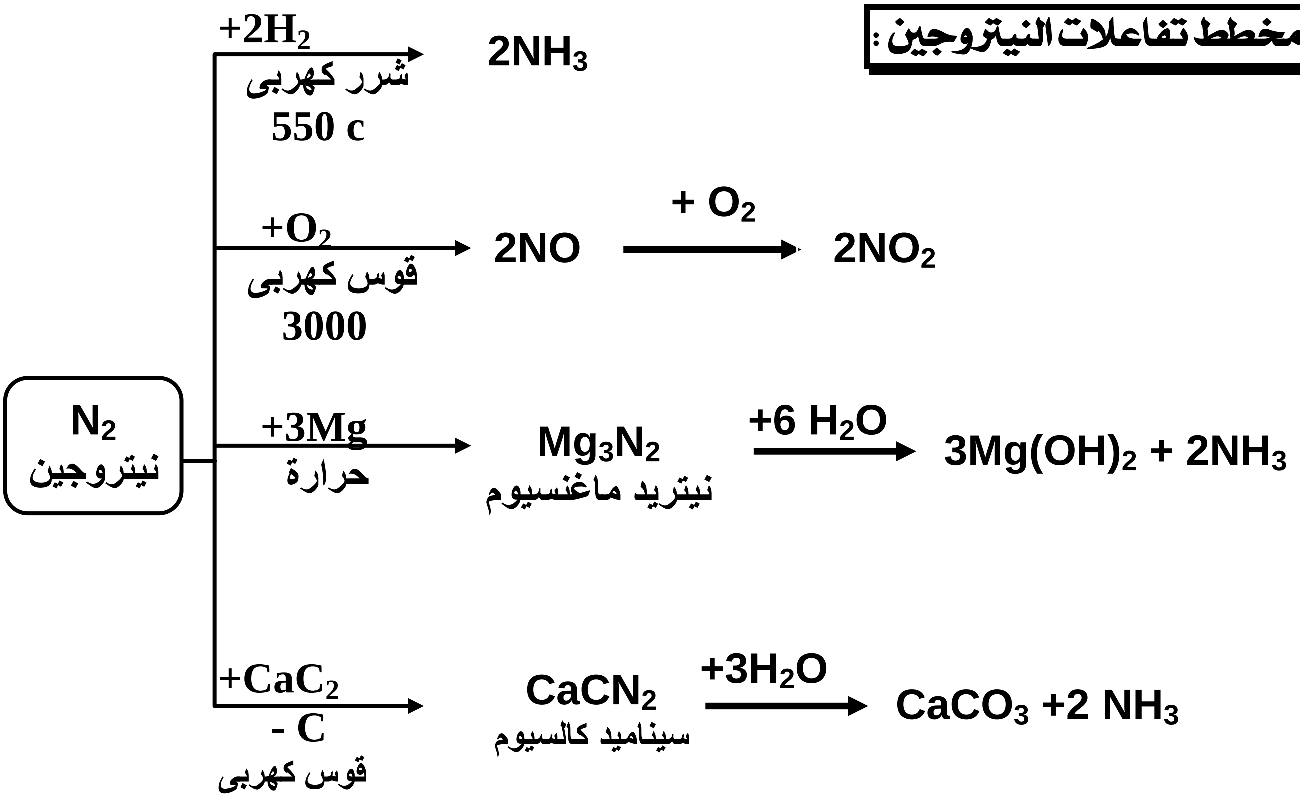
1. عديم اللون و الطعم و الرائحة.
2. اخف قليلا من الهواء (علل) لإحتواء الهواء على غاز الأكسجين الأثقل من النيتروجين.
3. شحيح الذوبان فى الماء.
4. متعادل التأثير على ورقتى عباد الشمس بلونيه.
5. كثافته 1.25 جم / لتر.
6. درجة غليانه ـ 159.79 درجة مئوية لذلك يمكن اسالته عند هذه الدرجة فى الضغط الجوى المعتاد.

الخواص الكيميائية لغاز النيتروجين :

س : علل : النيتروجين من العناصر الخاملة نسبيا ولا تتم تفاعلاته إلا تحت ظروف خاصة؟؟.

ج : تفاعلات عنصر النيتروجين مع العناصر الأخرى لا تتم إلا فى وجود شرر كهربى أو قوس كهربى أو تسخين شديد وذلك لصعوبة كسر الرابطة الثلاثية فى جزئ النيتروجين $N \equiv N$

مخطط تفاعلات النيتروجين :



سؤال بأكثر من طريقة

1 ـ كيف يمكن الكشف عن أكسيد النتيريك ؟؟.
2 ـ ماذا يحدث عند تعرض أكسيد النيتريك عديم اللون للهواء الجوى؟؟.

ج : عند تعرضه للهواء الجوى يكون أبخرة بنية حمراء من غاز ثانى أكسيد النيتروجين + المعادلتين .

س : علل : استخدام سيناميد الكالسيوم كسماد زراعى ؟؟.

ج : لأنه يتحلل فى ماء الرى مكونا النشادر و ساسو ثرى

$$CaCN_2 + 3H_2O \rightarrow CaCO_3 + 2NH_3$$ □

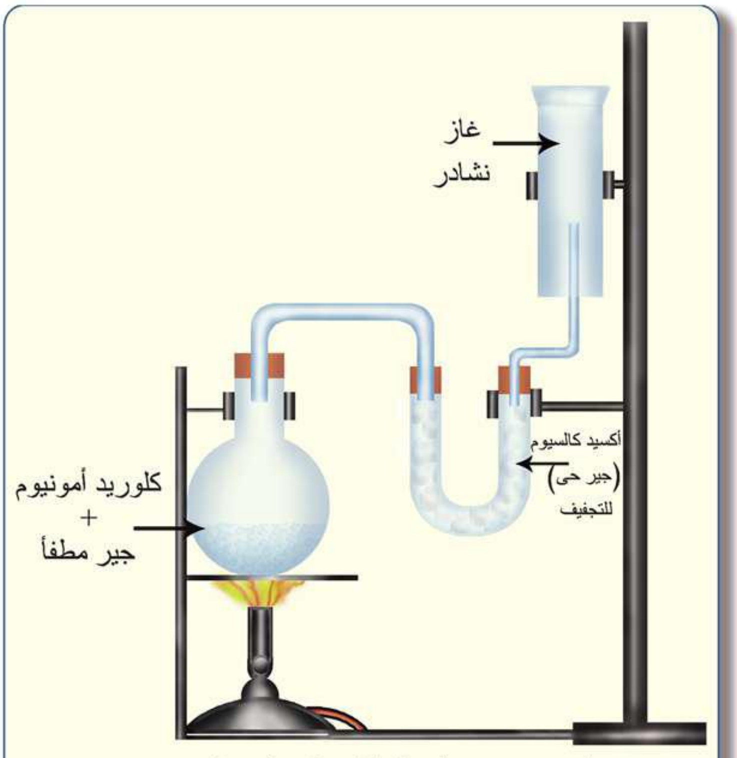
أشهر مركبات النيتروجين

أولا: غاز النشادر NH_3 :

التحضير فى المعمل:-

يحضر غاز النشادر بتسخين كلوريد الأمونيوم مع الجير المطفأ فى وجود الجير الحى كمادة مجففة للإمتصاص الماء و تجفيف النشادر.

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \xrightarrow{Heat} 2NH_3 + 2H_2O + CaCl_2$$



جهاز تحضير غاز النشادر فى المعمل

خواص غاز النشادر:-

(1) سريع الذوبان فى الماء و محلوله قلوى التأثير على عباد الشمس (يزرق عباد الشمس)
(2) لا يشتعل ولا يساعد على الاشتعال.
(3) الغاز عديم اللون وله رائحة نفاذة وخانق.
(4) لا يعكر ماء الجير الرائق.

س : علل : عدم تجفيف النشادر بحمض الكبريتيك المركز؟؟.

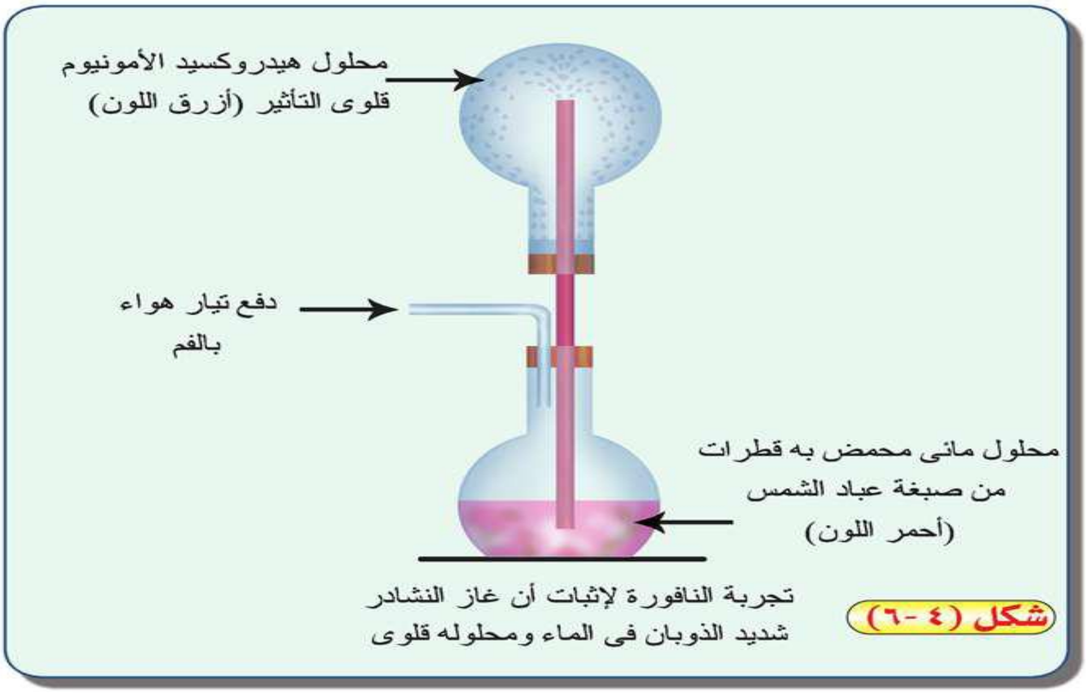
ج : لأن حمض الكبريتيك يتفاعل مع النشادر مكونا سلفات نشادر (كبريتات أمونيوم)

$$2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$$

تجربة النافورة:-

اهمية التجربة :-

(1) غاز النشادر يذوب فى الماء و محلوله فى الماء قلوى التأثير على عباد الشمس



شكل (٤-٦) تجربة النافورة لإثبات أن غاز النشادر شديد الذوبان فى الماء ومحلوله قلوى

خطوات التجربة :

(1) نكون الجهاز المقابل.
(2) نملأ الدورق العلوى بمحلول النشادر.
(3) نملأ الدورق السفلى بمحلول عباد الشمس الأحمر.
(4) ندفع تيار هواء بالفم.

الملاحظة :

(1) اندفاع محلول عباد الشمس الأحمر بقوة الى الدورق العلوى و تلونه باللون الأزرق

الإستنتاج :

(1) غاز النشادر يذوب فى الماء و محلوله فى الماء قلوى التأثير على عباد الشمس .

علل : يعتبر النشادر انهيدريد قاعدة؟!

ج : لأنه يذوب فى الماء مكونا محلول قلوى.

تحضير النشادر فى الصناعة

طريقة هابر :ـ

تتم بإمرار غازى النيتروجين والهيدروجين على عوامل حفز مثل الحديد والموليبدنم تحت ضغط 200 جو و500 ^{5}م

$$N_2 + 3H_2 \xrightarrow[\square]{200\ at/500^{\circ}c/Fe/Mo} 2NH_3$$

اهم تفاعلات النشادر :

$$NH_3 \xrightarrow{+H_2O} NH_4OH$$ هيدروكسيد أمونيوم

$$NH_3 \xrightarrow{+HCl} NH_4Cl$$ سحب بيضاء كثيفة

الكشف عن النشادر:

عند تعريض ساق مبلله بحمض الهيدروكلوريك له يكون سحب بيضاء كثيفة من كلوريد الأمونيوم.

س : علل : عند تعريض ساق مبللة بحمض الهيدروكلوريك المركز الى غاز النشادر تتكون سحب بيضاء كثيفة ؟؟

ج :..(إوعى تنسى المعادلة)

الأمونيا وصناعة الأسمدة

أهمية النيتروجين للنبات :ـ أهم مصادر التغذية لأنه عنصر هام فى تركيب البروتين.

ملاحظات:ـ

- كمية النيتروجين الموجودة فى التربة تقل مع مرور الزمن.
- ولذلك لابد من إمداد التربة بعنصر النيتروجين على هيئة أملاح الأمونيوم واليوريا فى صور أسمدة نيتروجينية أو طبيعية (روث البهائم) التى تذوب فى ماء الرى وتمتصها جذور النباتات.
- يعتبر النشادر المادة الأولية الرئيسية التى تصنع منها معظم الأسمدة النيتروجينية (الآزوتية)

الحصول على بعض أملاح الأمونيوم

أولاً:ـ صناعة الأسمدة النيتروجينية غير العضوية

يتم بتعادل الأمونيا مع الحمض المناسب مثل :

(1) مع حمض النيتريك:ـ

$NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$ نيترات أمونيوم

(2) مع حمض الكبريتيك:ـ

$2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$ كبريتات الأمونيوم (سلفات النشادر)

ثانياً: تحضير سماد نيتروجينى فوسفاتى

مثال: تحضير فوسفات الأمونيوم:ـ

التعادل بين حمض الأرثوفوسفوريك ومحلول الأمونيا:ـ

$H_3PO_4 + 3NH_3 \rightarrow (NH_4)_3PO_4$ فوسفات الأمونيوم

بعض الملاحظات على الأسمدة الشائعة:ـ

السماد	الملاحظة
نيترات الأمونيوم	• تحتوى على نسبة عالية من النيتروجين (35٪) • سريعة الذوبان فى الماء. • الزيادة منها يسبب حموضة التربة.
كبريتات الأمونيوم	• تعمل على زيادة حموضة التربة. • يجب معادلة التربة التى تعالج بصفة مستمرة بهذا النوع من الأسمدة.
فوسفات الأمونيوم	• سريع التأثير فى التربة. • يمدها بنوعين من العناصر الأساسية {النيتروجين – الفوسفور}
سماد اليوريا	• يحتوى على نسبة عالية من النيتروجين 46 ٪ • أنسب الأسمدة فى المناطق الحارة لأن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا وثانى أكسيد الكربون.
سماد المستقبل النيتروجينى	• سائل الأمونيا المسالة. • يضاف للتربة على عمق 12 سم. • يتميز بارتفاع نسبة النيتروجين. حوالى (82٪)

س : علل: يسمى سائل الأمونيا اللامائية بسماد المستقبل النيتروجينى ؟؟.

ج : لأنه يتميز بارتفاع نسبة النيتروجتن فيه الى حوالى 82 ٪.

س : علل : سماد اليوريا من أفضل الأسمدة فى المناطق الحارة ؟؟.

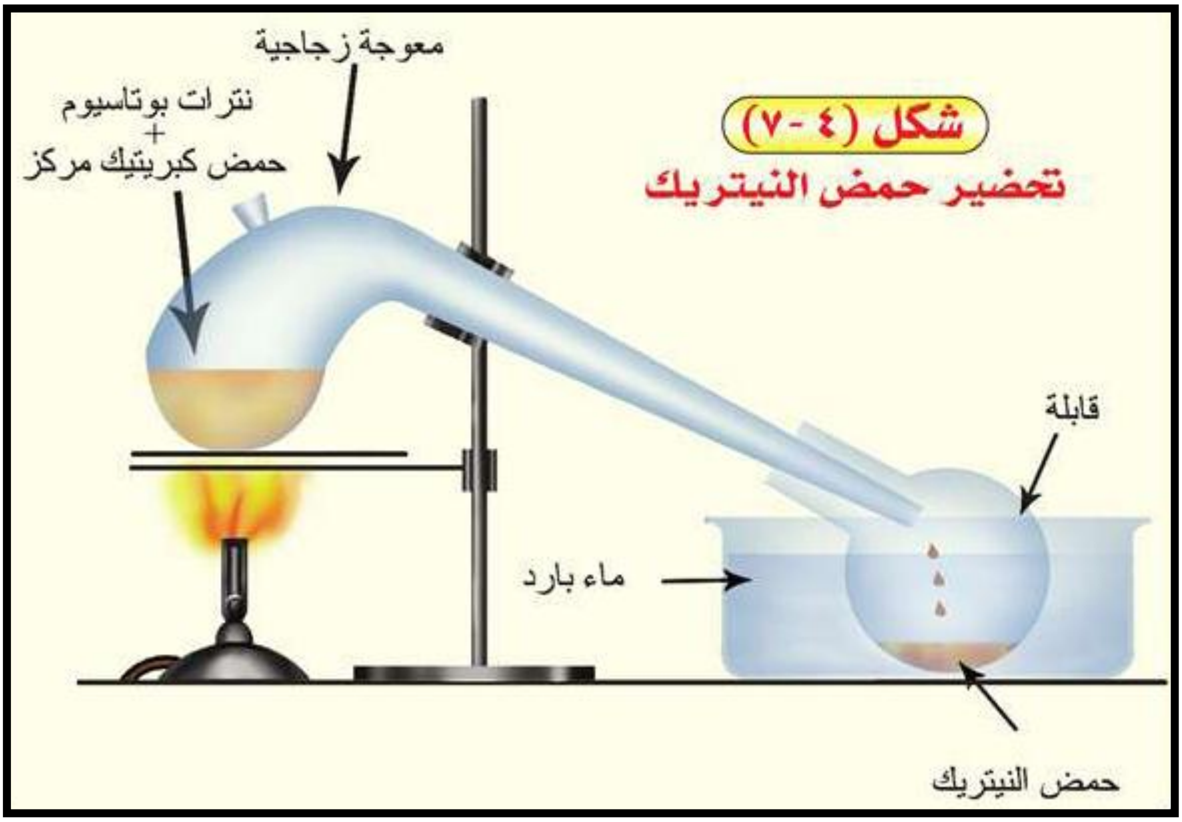
ج : لأن درجة الحرارة المرتفعة تساعد على سرعة تفككه إلى أمونيا وثانى أكسيد الكربون.

حمض النيتريك HNO_3

تحضيره

1. نكون الجهاز الموضح بالشكل.
2. نضع فى المعوجة نترات بوتاسيوم و حمض الكبريتيك المركز.
3. نضع القابلة فى ماء بارد .
4. نسخن محتويات المعوجة بشرط الا تزيد درجة الحرارة عن 100 درجة.
5. نستقبل الحمض الناتج و نختبر خواصه نجده حمض النيتريك.

$$2KNO_3 + H_2SO_4 \xrightarrow[\text{أقل من } 100^5\text{م}]{Conc./Heat} K_2SO_4 + 2HNO_3$$



خواص حمض النيتريك

الخواص الفيزيائية:

(1) سائل عديم اللون.

(2) حمضى التأثير على عباد الشمس (يحمر عباد الشمس) .

الخواص الكيميائية:-

أثر الحرارة :

س : علل : حمض النيتريك عامل مؤكسد قوى ؟؟.

ج : لأنه يتحلل بالحرارة ويتصاعد غاز الأكسجين.

$$4HNO_3 \xrightarrow{Heat} 4NO_2 + O_2 + 2H_2O$$

[2] مع الفلزات النشطة (الحديد) :

يتوقف التفاعل على نوع الحمض (مركز أم مخفف)

أولا : الحمض المخفف
يتفاعل الحديد مع حمض النيتريك المخفف و يتكون نترات الحديد III وماء و أكسيد نيتريك عديم اللون يتحول الى أبخرة بنية حمراء عند التعرض للهواء الجوى.
$Fe + 4HNO_3 \xrightarrow{Heat/dil.} Fe(NO_3)_3 + 2H_2O + NO$

س : علل : عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك المخفف يتكون نترات حديد III لاو يتكون نترات حديد II ؟؟.

ج : لأن حمض النيتريك عامل مؤكسد قوى يؤكسد حديد II الى حديد III .

س : علل : عند تفاعل الحديد مع حمض النيتريك المخفف لا يتصاعد غاز الهيدروجين ؟؟.

ج : لأن الهيدروجين الناتج يختزل حمض النيتريك الى ماء و أكسيد نيتريك عديم اللون.

ثانيا : الحمض المركز
حمض النيتريك المركز لا يؤثر فى الفلزات النشطة مثل الحديد و الكروم و الألومنيوم بسبب تكوين طبقة غير مسامية من الأكسيد تمنع استمرار التفاعل وتسمى هذة الظاهرة بالخمول الكيميائى

معلومة ملهاش لزمة

الطبقة الغير مسامية يمكن ازالتها بالحك أو إضافة حمض الهيدروكلوريك المخفف.

ظاهرة الخمول :-

تكون طبقة غير مسامية من الأكسيد تمنع استمرار التفاعل بين حمض النيتريك المركز مع الفلزات النشطة مثل الحديد و الألومنيوم و الكروم.

س : علل : لا يؤثر حمض النيتريك المركز فى فلز الألومنيوم ؟؟.

ج : ____

____

______ جاوب مع نفسك

س : كيف تفرق بين حمض النيتريك المركز و حمض النيتريك المخفف بإستخدام الحديد

ج : بإضافة الحديد الى كل منهما :

- ❖ اذا تكون أبخرة بنية حمراء يكون الحمض المخفف. (أوعى تنسى المعادلة)
- ❖ اذا وقف التفاعل بسرعة بسبب تكوين طبقة من الأكسيد يكون الحمض المركز.

[3] مع الفلزات الغير نشطة (مثل النحاس)

يتوقف التفاعل على نوع الحمض (مركز أم مخفف)

اولا : الحمض المخفف
يتفاعل النحاس مع حمض النيتريك المخفف حيث يقوم الحمض بأكسدة النحاس الى أكسيد النحاس ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض و يتكون نترات نحاس II وماء و أكسيد نيتريك عديم اللون يتحول الى أبخرة بنية حمراء عند التعرض للهواء الجوى
$3Cu + 8HNO_3 \xrightarrow{\text{Heat/dil.}} 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$ عديم اللون

علل : يتفاعل النحاس مع حمض النيتريك المخفف رغم ان النحاس يلى الهيدروجين فى متسلسلة النشاط الكيميائى ؟؟.

ج : لأن حض النيتريك عامل مؤكسد قوى يؤكسد النحاس الى اكسيد نحاس ثم يتفاعل الحمض مع الأكسيد

ثانيا : الحمض المركز

يتفاعل النحاس مع حمض النيتريك المركز حيث يقوم الحمض بأكسدة النحاس الى أكسيد النحاس ثم يتفاعل الأكسيد مع الحمض و يتكون نترات نحاس II وماء و ثانى أكسيد النيتروجين على هيئة أبخرة بنية حمراء .

$$Cu + 4\,HNO_3 \xrightarrow{\text{Heat/CONC.}} Cu\,(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$ بنى محمر

مخطط تفاعلات حمض النيتريك :

HNO_3:

- $\xrightarrow[\text{Conc.}]{\Delta}$ $4NO_2 + 2H_2O + O_2$
- $\xrightarrow[\text{dil.}]{+3Cu}$ $3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO$
- $\xrightarrow[\text{dil.}]{+Fe}$ $Fe(NO_3)_2 + 2H_2O + NO$
- $\xrightarrow[\text{conc.}]{+Cu}$ $Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$
- $\xrightarrow[\text{conc.}]{Fe/Al/Cr}$ يتوقف التفاعل لتكون طبقة من الأكسيد غير مسامية واقية تمنع الفلز من التفاعل (خمول)

الكشف عن أيون النيترات NO_3^-

تجربة الحلقة البنية:-

[1] محلول ملح النيترات + محلول مركز من كبريتات الحديد (II) حديث التحضير.
[2] إضافة قطرات من حمض الكبريتيك المركز باحتراس على الجدار الداخلى لإنبوبة حتى يهبط الحمض إلى قاع الأنبوبة.
[3] تظهر حلقة بنية عند سطح الانفصال تزول بالرج أو التسخين.

$$2NaNO_3+6FeSO_4+4H_2SO_4 \rightarrow 3Fe_2(SO_4)_3+Na_2SO_4+4H_2O+2NO$$

$$FeSO_4 + NO \rightarrow FeSO_4 . NO$$ مركب الحلقة السمراء

التميز بين أملاح النيترات والنيتريت:-

بإضافة محلول برمنجانات البوتاسيوم المحمضة بحمض الكبريتيك المركز لمحلول الملح

[أ] فإذا زال اللون البنفسجى للبرمنجنات يكون الملح نيتريت.

$$5KNO_2+2KMnO_4+3H_2SO_4 \rightarrow 5KNO_3+K_2SO_4+2MnSO_4+3H_2O$$

[ب] فى حالة عدم زوال لون البرمنجنات فإن الملح يكون نيترات.

الأهمية الاقتصادية لعناصر المجموعة الخامس (A)

المادة	الاستخدام
النيتروجين	1. صناعة النشادر "الأمونيا" . 2. صناعة الأسمدة النيتروجينية. 3. تزويد إطارات السيارات (علل) لأن النيتروجين يقلل من احتمالات انفجارها لعدم تأثره بسهولة بتغير درجة حرارة الجو بالإضافة الى ان معدل تسربه اقل من الهواء. 4. ملئ اكياس الشيبسى (علل) للحفاظ على طعم القرمشة لخموله النسبى . 5. يستخدم النيتروجين المسال فى حفظ و نقل الخلايا الحية . 6. علاج بعض انواع الأورام الحميدة .
الفوسفور	1. صناعة اعواد الثقاب الأمنة . 2. صناعة الأسمدة الفوسفاتية 3. وصناعة العديد من السبائك مثل سبيكة البرونز فوسفور (نحاس – قصدير – فوسفور) الذى تصنع منه مراوح السفن . 4. صناعة الألعاب النارية.
الأنتيمون	صناعة سبيكة الأنتيمون والرصاص التى تستخدم : 1. فى صناعة بطاريات السيارات (علل) لأنها أصلب من الرصاص . 2. فى تكنولوجيا اشباه الموصلات لصناعة اجهزة الكشف عن الأشعة تحت الحمراء.
البزموت	صناعة السبائك (سبائك البزموت والرصاص والكادمويوم والقصدير) التى تستخدم فى صناعة المنصهر أو الفيوز لأنها تتميز بانخفاض درجة انصهارها
الزرنيخ	- يستخدم كمادة حافظة للأخشاب لتأثيره السام على الحشرات والبكتريا والفطريات. - يدخل فى تركيب ثالث أكسيد الزرنيخ الذى يستخدم لعلاج سرطان الدم «اللوكيميا»